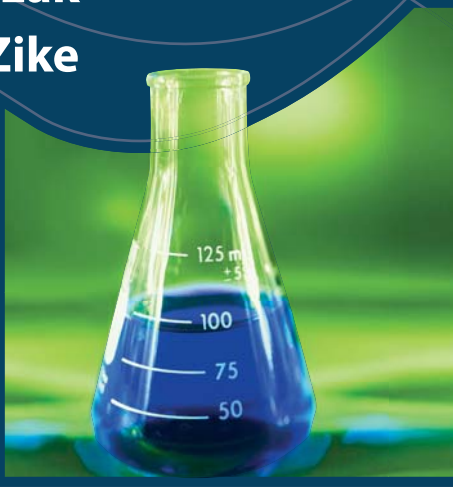
Química

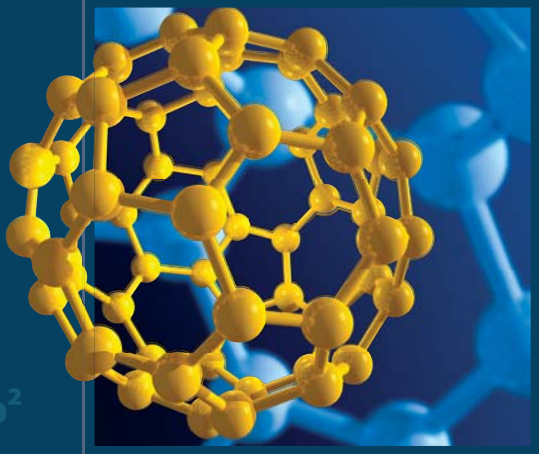
Conceptos y aplicaciones

John S. Phillips • Victor S. Strozak
Cheryl Wistrom • Dinah Zike

26
Fe
Hierro
55.847
$[Ar]3d^6 4s^2$



82
Pb
Plomo
207.2
$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^2$



6
C
Carbono
12.011
$[He]2s^2 2p^2$

16
S
Azufre
32.066
$[Ne]3s^2 3p^4$

Mc Graw Hill

Química

Conceptos y aplicaciones

booksmedicos.org

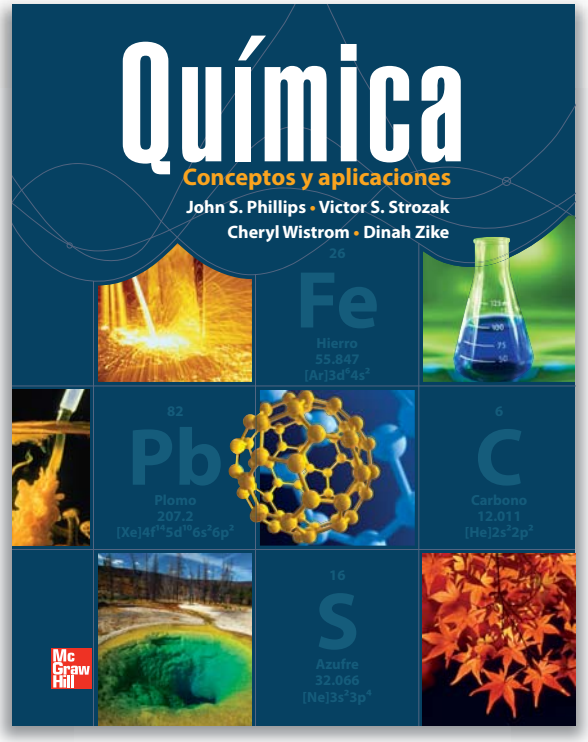
Acerca de la portada:

¡La química está a tu alrededor!

El hierro fundido se vierte para ser trabajado cuando está a 1 538°C.

La reacción entre nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio produce un sólido amarillo brillante: el yoduro de plomo(II).

El azufre amarillo forma grandes depósitos en los bordes de un manantial de aguas termales en el Parque Nacional de Yellowstone.



Cuando el sulfato de cobre(II) se diluye en agua forma una solución azul translúcida.

Los átomos de carbono pueden ordenarse de muchas formas diferentes, incluyendo las moléculas conocidas coloquialmente como buckybalones.

Las antocianinas son las responsables de que las uvas tengan un color morado y de que las hojas de maple japonés tengan un color rojo en otoño.

Química en línea

Visita el sitio web de química en
www.mhhe.com/bachillerato/phillipschemistryonline

en donde encontrarás:
(versiones en inglés)

Online Student Edition • Interactive Tutors • Personal Tutors
Vocabulary PuzzleMaker • Multilingual Science Glossary
Chapter Tests • Standardized Test Practice • Concepts in Motion
Interactive Tables • Interactive Figures • Section Self-Check Quizzes
e-flash cards Web Links • Periodic Table Links • Career Links
WebQuest Projects • Science Fair Ideas

¡y mucho más!

Química

Conceptos y aplicaciones

Tercera edición

John S. Phillips
Purdue University

Victor S. Strozak
New York University

Cheryl Wistrom
University of Michigan

Dinah Zike
Texas A & M University

Traducción

María del Carmen Ramírez Medeles
Doctora en investigación biomédica básica
Universidad Nacional Autónoma de México

Rosa Zugazagoitia Herranz
Maestra en química orgánica
Universidad Nacional Autónoma de México

Revisores técnicos

Jimena S. Zugazagoitia
Candidato a Doctor en Ciencias Químicas
Universidad Nacional Autónoma de México
Catedrática UNAM/ITESM

Josefina Melgar Gómez
Profesora de Química de la Escuela de Ciencias y Tecnología
Coordinadora de Investigaciones
Universidad del Turabo, Puerto Rico

Antonia E. Guillot-Delgado
Profesora de Química A.P. y Física A.P.
American Military Academy
Guaynabo, Puerto Rico

MÉXICO • BOGOTÁ • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA • MADRID • NUEVA YORK
SAN JUAN • SANTIAGO • SAO PAULO • AUCKLAND • LONDRES • MILÁN • MONTREAL
NUEVA DELHI • SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TORONTO

Director general: Miguel Ángel Toledo Castellanos
Coordinadora editorial: Alejandra Martínez Ávila
Editor sponsor: Luis Amador Valdez Vázquez
Supervisor de producción: Zeferino García García

Química

Conceptos y aplicaciones

Tercera edición

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
por cualquier medio, sin la autorización escrita del editor.

Educación

DERECHOS RESERVADOS © 2012, 2007, 2000, respecto a la tercera edición en español por:
McGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V.
A Subsidiary of ***The McGraw-Hill*** *Companies, Inc.*
Punta Santa Fe,
Prolongación Paseo de la Reforma 1015, Torre A,
Piso 17, Colonia Desarrollo Santa Fe,
Delegación Álvaro Obregón
C.P. 01376, México, D.F.
Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

ISBN: 978-607-15-0719-8
(ISBN segunda edición: 978-970-10-6290-6)

Translated from the 2009 English edition of
CHEMISTRY, CONCEPTS AND APPLICATIONS
Copyright MMIX by The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.
ISBN: 978-0-07-880723-7

1234567890 1098765432

Impreso en México *Printed in Mexico*

Resumen de contenidos

Guía para el estudiante

Cómo leer la información xx
Busca las pistas. xxiii

Capítulos

1 Química: la ciencia de la materia. 2
2 La materia está hecha de átomos 48
3 Introducción a la tabla periódica 82
4 Formación de compuestos 116
5 Tipos de compuestos 150
6 Reacciones y ecuaciones químicas. 186
7 Completando el modelo del átomo 226
8 Propiedades periódicas de los elementos 254
9 El enlace químico. 298
10 La teoría cinética de la materia 336
11 Comportamiento de los gases 368
12 Cantidades químicas 402
13 El agua y sus soluciones 434
14 Ácidos, bases y pH 478
15 Reacciones de ácidos y bases 514
16 Reacciones de oxidación-reducción 552
17 Electroquímica 582
18 Química orgánica. 620
19 La química de la vida. 664
20 Reacciones químicas y energía 702
21 Química nuclear. 738

Recursos para el estudiante 778

Guía para adquirir experiencia en química 783
Problemas adicionales 807
Medidas de seguridad. 844
Tablas de referencia 846
Respuestas a los problemas 858
Laboratorios en casa. 868
Glosario/Glossary 879
Índice 897

Acerca de los autores

John S. Phillips es profesor de química y física a nivel medio superior, en Spring Street International School, en Friday Harbor, Washington. Por casi treinta años ha impartido clases de química en instituciones de nivel medio superior y universitario. El doctor Phillips ha coordinado y dirigido programas y talleres para profesores desde preescolar hasta el nivel universitario, que fomentan y apoyan la enseñanza creativa de la ciencia. Se graduó en química en Western Maryland College y obtuvo su doctorado en química en Purdue University. Es miembro de la American Chemical Society, Nacional Science Teachers Association, y Sigma Xi.

Victor S. Strozak es educador de ciencia con 45 años de experiencia en enseñanza y administración en instituciones de nivel medio superior y universitario. Obtuvo su licenciatura en química en St. John's University, y su maestría en química y su doctorado en enseñanza de la ciencia en New York University. El doctor Strozak impartió cursos de química y matemáticas durante seis años en Xaverian High School en Brooklyn, Nueva York, y luego durante 31 años fue profesor de química, decano de ciencia y matemáticas, y director de numerosos proyectos científicos educacionales en New York City College of Technology. Actualmente, el doctor Strozak es asociado superior de investigación en educación científica, en el Graduate Center de la City University of New York (CUNY). Es uno de los investigadores encargados de la dirección y manejo de los proyectos para programa universitario Graduate Teaching Fellow, otorgado por la National Science Foundation dentro del programa de Educación K-12, en el que estudiantes de doctorado en ciencias colaboran con profesores de ciencias en escuelas de nivel medio superior de Nueva York para incorporar experiencias reales de investigación científica a los métodos de enseñanza de nivel medio superior.

Cheryl Wistrom es profesora asociada de química en Saint Joseph's College, en Rensselaer, Indiana, donde se le ha reconocido con las distinciones del mérito de la enseñanza tanto en el Departamento de Ciencias, como a nivel de todo el personal docente de la institución. Ha impartido cursos de química, biología y de educación científica a nivel universitario desde 1990 y también es una farmacéutica con licencia que trabaja en la farmacia de un hospital. Obtuvo su licenciatura en bioquímica en Northern Michigan University, su licenciatura en farmacia en Purdue University, y su maestría y doctorado en bioquímica en University of Michigan. Ha publicado varios artículos científicos sobre investigaciones concernientes al envejecimiento de células de tejidos conectivos humanos. La doctora Wistrom es la directora de Little Einstein Science Camp, un campamento anual para estudiantes de educación media.

Dinah Zike es una consultora internacional de planes de estudio e inventora, quien ha desarrollado productos educativos así como organizadores gráficos interactivos en tres dimensiones, por casi 30 años. Como presidenta y fundadora de la empresa Dinah-Might Adventures, L.P., Dinah se ha constituido como la autora de casi 100 publicaciones educativas galardonadas, incluyendo The Big Book of Science. Dinah obtuvo su licenciatura y maestría en educación y elaboración de planes de estudio en Texas A & M University. Los Foldables® de Dinah Zike son una característica exclusiva de los libros de texto de McGraw-Hill.

Revisores y consultores

Revisores

Cada uno de los profesores revisó distintos capítulos del libro *Química: Conceptos y aplicaciones* y proporcionó observaciones y sugerencias sobre la eficacia de su contenido.

Jon L. Allan, MS
University High School
Spokane, WA

William Allen, MEd
Stevens Point Area Senior High School
Stevens Point, WI

Eddie Anderson
Oak Ridge High School
Oak Ridge, TN

Lawrence Bacci
Rochester Adams High School
Rochester, MI

Susan H. Brierley
Garfield High School
Seattle, WA

Michael Chan, PhD
Director de ciencias
Rochester City School District
Rochester, NY

Lauren Clare
Charlotte High School
Punta Gorda, FL

Robert A. Cooper, MEd
Pennsbury High School
Fairless Hills, PA

Sharon Doerr
Oswego High School
Oswego, NY

Jeffrey L. Engel, MEd, EdS
Madison County High School
Danielsville, GA

Richard A. Garst
Ironwood High School
Glendale, AZ

Jo Marie Hansen
Twin Falls High School
Twin Falls, ID

Cynthia Harrison, MSA
Parkway South High School
Manchester, MO

Vince Howard, MEd
Kentridge High School
Kent, WA

Stephen Hudson
Mission High School
San Francisco, CA

Israel E. Iyoke
Skyline High School
Dallas, TX

Michael Krein, MS
Coordinador de química
Stamford High School
Stamford, CT

David J. Lee
Franklin D. Roosevelt High School
Dallas, TX

Sister John Ann Proach, OSF, MA, MS
Presidenta del Programa de Estudios Científicos
Arquidiócesis de Filadelfia
Bishop McDevitt High School
Wyncote, PA

Eva M. Rambo, MAT
Bloomington South High School
Bloomington, IN

Nancy Schulman, MS
Manalapan High School
Manalapan, NJ

Durgha Shanmugan, MD
Hillcrest High School
Dallas, TX

Tim Watts, MEd
Asistente principal
Warren County Middle School
Front Royal, VA

Jason E. Wirth
Marysville Schools
Marysville, OH

Consultores

Cada uno de los consultores revisó distintos capítulos del libro *Química: Conceptos y aplicaciones* para dar claridad y exactitud al contenido.

Larry B. Anderson, PhD
Profesor adjunto
The Ohio State University
Columbus, OH

Ildiko V. Boer, MA
Profesor asistente
County College of Morris
Randolph, NJ

Marcia C. Bonneau, MS
Catedrática
State University of New York
Cortland, NY

James H. Burness, PhD
Profesor adjunto
Penn State University
York, PA

Larry Cai
Profesor adjunto de posgrado
The Ohio State University
Columbus, OH

Sheila Cancella, PhD
Presidenta del Departamento de Ciencias e Ingeniería
Raritan Valley Community College
Somerville, NJ

James Cordray, MS
Berwyn, IL

Jeff Hoyle, PhD
Profesor adjunto
Nova Scotia Agricultural College
Truro, Nueva Escocia
Canadá

Teresa Anne McCowen, MS
Catedrática Senior
Butler University
Indianápolis, IN

Lorraine Rellick, PhD
Profesora asistente
Capital University
Columbus, OH

Marie C. Sherman, MS
Profesora de química
Ursuline Academy
St. Louis, MO

Charles M. Wynn, PhD
Profesor de química
Eastern Connecticut State University
Willimantic, CT

Colaboradores editoriales y otros consultores

Colaboradores editoriales

Los colaboradores editoriales ayudaron a desarrollar algunas secciones de los capítulos, como artículos, laboratorios y manuales.

Helen Frensch, MA
Santa Bárbara, CA

Nicholas Hainen, MA
Ex profesor de química
Worthington High School
Worthington, OH

Zoe A. Godby Lightfoot, MS
Ex profesora de química
Carbondale Community High School
Marion, IL

Mark V. Lorson, PhD
Profesor de química
Jonathan Alder High School
Plain City, OH

Robert Roth, MS
Pittsburgh, PA

Richard G. Smith, MAT
Profesor de química
Bexley High School
Bexley, OH

Patricia West
Oakland, CA

Consultor de seguridad

El consultor de seguridad revisó los laboratorios y los materiales utilizados en ellos para asegurar que sean viables y seguros.

Kenneth R. Roy, PhD
Director de salud ambiental y seguridad
Glastonbury Public Schools
Glastonbury, CT

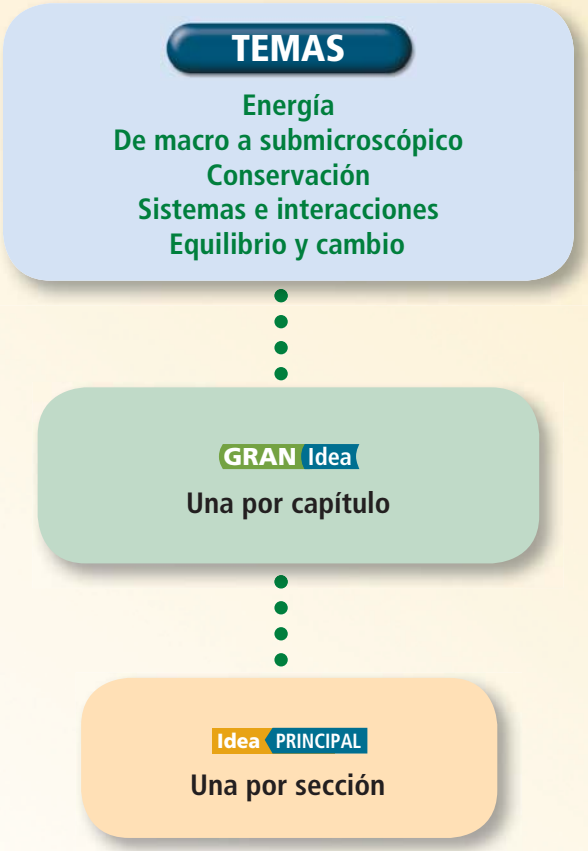
Contenidos

Tu libro está dividido en capítulos que están organizados en Temas, Grandes Ideas e Ideas principales de química.

TEMAS son conceptos clave que se utilizan a lo largo de todo el libro que te ayudarán a vincular todo lo que vayas aprendiendo. Te ayudarán a ver las conexiones que existen entre ideas y conceptos importantes.

GRAN Idea aparece una en cada capítulo y te ayudará a concentrarte en ciertos puntos importantes de cada tema. Las Grandes Ideas se dividen en Ideas Principales.

Idea PRINCIPAL proporciona detalles químicos más específicos. Todas las Ideas Principales de un capítulo se pueden resumir con la Gran Idea del mismo capítulo.



Guía para el estudiante

Cómo leer la información xx
Busca las pistas. xxiii

Capítulo 1
Química: la ciencia de la materia . 2
1.1 El rompecabezas de la materia **4**
1.2 Propiedades y cambios de la materia . . . **32**

Capítulo 2
La materia está hecha de átomos 48
2.1 Los átomos y su estructura **50**
2.2 Electrones en los átomos. **67**

Capítulo 3
Introducción a la tabla periódica 82
3.1 Desarrollo de la tabla periódica. **84**
3.2 El uso de la tabla periódica **93**

Capítulo 4
Formación de compuestos. 116
4.1 La variedad de compuestos **118**
4.2 Cómo los elementos forman compuestos **128**

Capítulo 5
Tipos de compuestos 150
5.1 Compuestos iónicos. **152**
5.2 Compuestos covalentes. **168**

Contenidos

Capítulo 6
Reacciones y ecuaciones químicas 186
6.1 Ecuaciones químicas **188**
6.2 Tipos de reacciones **200**
6.3 Naturaleza de las reacciones **208**

Capítulo 7
Completando el modelo del átomo 226
7.1 La teoría atómica moderna **228**
7.2 La tabla periódica y la estructura atómica **241**

Capítulo 8
Propiedades periódicas de los elementos 254
8.1 Elementos del grupo principal **256**
8.2 Elementos de transición **280**

Capítulo 9
El enlace químico 298
9.1 Enlaces de los átomos **300**
9.2 Forma molecular y polaridad **313**

Capítulo 10
La teoría cinética de la materia 336
10.1 Comportamiento físico de la materia . **338**
10.2 Energía y cambios de estado **346**

Capítulo 11
Comportamiento de los gases . 368
11.1 Presión de un gas **370**
11.2 Las leyes de los gases **380**

Capítulo 12
Cantidades químicas 402
12.1 Conteo de partículas de materia **404**
12.2 Uso de los moles **413**

Capítulo 13
El agua y sus soluciones 434
13.1 El agua es única **436**
13.2 Las soluciones y sus propiedades **451**

Capítulo 14
Ácidos, bases y pH 478
14.1 Ácidos y bases **480**
14.2 La fuerza de los ácidos y las bases . . . **497**

Capítulo 15
Reacciones de ácidos y bases . . 514
15.1 Reacciones ácido-base **516**
15.2 Aplicaciones de las reacciones ácido-base **531**

Capítulo 16
Reacciones de oxidación-reducción 552
16.1 La naturaleza de las reacciones de oxidación-reducción **554**
16.2 Aplicaciones de las reacciones de oxidación-reducción **563**

Capítulo 17
Electroquímica 582
17.1 Celdas galvánicas: electricidad a partir de química **584**
17.2 Electrólisis: química a partir de electricidad **600**

Capítulo 18

Química orgánica 620

18.1 Hidrocarburos **622**
18.2 Hidrocarburos sustituidos **640**
18.3 Plásticos y otros polímeros **647**

Capítulo 19

La química de la vida 664

19.1 Moléculas de la vida **666**
19.2 Reacciones de la vida **689**

Capítulo 20

Reacciones químicas y energía 702

20.1 Cambios de energía en las reacciones químicas **704**
20.2 Medición y uso de los cambios de energía **715**
20.3 Fotosíntesis **729**

Capítulo 21

Química nuclear 738

21.1 Tipos de radiactividad **740**
21.2 Las reacciones nucleares y la energía . **756**
21.3 Herramientas nucleares. **763**

Recursos para el estudiante

Recursos para el estudiante . . . 778

Guía para adquirir experiencia en química 783

Mediciones en la ciencia. **783**
Relación entre medidas en los sistemas SI, métrico e inglés **786**
Realiza e interpreta mediciones **789**
Expresión de la exactitud de las mediciones **790**
Expresión de cantidades con notación científica **792**
Operaciones con la calculadora **796**
Uso del análisis dimensional. **798**
Organización de la información **800**
Proporciones, fracciones y porcentajes **805**
Operaciones con fracciones **806**

Problemas adicionales 807

Medidas de seguridad 844

Medidas de seguridad en el laboratorio de química **844**
Primeros auxilios en el laboratorio **844**
Símbolos de seguridad **845**

Tablas de referencia 846

D.1 Tabla periódica moderna **846**
D.2 Código de colores. **848**
D.3 Símbolos y abreviaturas **848**
D.4 Tabla alfabética de los elementos. . **849**
D.5 Propiedades de los elementos **850**
D.6 Configuración electrónica de los elementos **853**
D.7 Constantes físicas útiles **855**
D.8 Nombres y cargas de iones poliatómicos **855**
D.9 Reglas de solubilidad **856**
D.10 Constantes del producto de solubilidad a 25°C **856**
D.11 Indicadores ácido-base. **857**

Respuestas a los problemas . . . 858

Laboratorios en casa 868

Glosario/Glossary 879

Índice 897

Laboratorios

INTRO Lab Empieza cada uno de los capítulos con una actividad experimental introductoria.

Capítulo		
1	¿Por qué la masa es diferente?	3
2	¿Qué hay dentro?	49
3	Materiales versátiles	83
4	Observa la evidencia del cambio	117
5	Elementos, compuestos y mezclas	151
6	Observa una reacción química	187
7	Observa la carga eléctrica	227
8	Propiedades periódicas	255
9	Aderezo de aceite y vinagre	299
10	Temperatura y velocidad de mezclado	337
11	Volumen y temperatura de un gas	369
12	¿Qué tanto es un mol?	403
13	Formación de soluciones	435
14	Examen de productos domésticos	479
15	¿Para qué sirve una solución amortiguadora?	515
16	Observa una reacción redox	553
17	Una batería de limón	583
18	Modelado de hidrocarburos sencillos	621
19	Prueba para detectar azúcares simples	665
20	Aumento de la velocidad de reacción	703
21	El poder penetrante de la radiación	739

MiniLab

Utiliza estas breves actividades para practicar metodologías científicas y perfeccionar tus habilidades en el laboratorio.

Sección		
1.1	Observa cómo se mezclan	21
1.2	Cromatografía en papel de las tintas	22
1.3	Haz una aleación	25
1.4	Analiza un cereal	28
1.5	Sintetiza un polímero	38
2.1	Modelado de isótopos	61
2.2	Espectros de emisión	75
3.1	Predicción de propiedades	87
3.2	Tendencias de la reactividad	96
4.1	Hierro contra óxido	120
4.2	La formación de los compuestos iónicos	133
5.1	Un compuesto químico que predice el clima	164
5.2	Enlaces químicos en los huesos	169
6.1	Cambio de energía	194
6.2	Un intercambio sencillo	203
6.3	Cronometraje de la reacción almidón-yodo	218
7.1	Ensayos a la flama	232
7.2	Los modelos de los electrones en los átomos	244
8.1	Tendencias en los radios atómicos	260
8.2	Las cargas iónicas de un elemento de transición	283
9.1	Cromatografía en filtros para café	310
9.2	Modelos para moléculas	323
10.1	Velocidades de difusión	341
10.2	Velocidades de evaporación	355
11.1	Masa y volumen de un gas	373
11.2	Cómo funcionan los popotes	384
12.1	Utilizar la masa para contar	408
12.2	Determina la cantidad de reactivos	418
13.1	Tensión superficial	443
13.2	Agua dura y agua blanda	452
14.1	Reacciones de los ácidos	482
14.2	Antiácidos	504
15.1	¿Ácido, básico o neutro?	518
15.2	Soluciones amortiguadoras	533
16.1	Corrosión del hierro	557
16.2	Prueba para detectar alcohol	568
17.1	El limón con potencial	586
17.2	Electrólisis	602
18.1	Prueba de insaturación de aceites	630
18.2	Un aroma sintético	645
18.3	Polímeros absorbentes	652
19.1	Extracción del ADN	687
19.2	Fermentación con levadura	696
20.1	Absorción y desprendimiento de calor	708
20.2	Disolución: ¿exotérmico o endotérmico?	722
21.1	Modelos de reacción en cadena	758
21.2	Prueba para detectar radón	770

Laboratorios

QUIMILAB Utiliza las habilidades que desarrollaste en los IntroLabs y MiniLabs, para realizar estas actividades significativas de cada capítulo.

Capítulo		
1.1	Observaciones de una vela	10
1.2	Compuestos químicos en la cocina	18
1.3	La composición de los centavos	36
2	Conservación de la materia	54
3	La tabla periódica de los elementos	98
4	Formación y descomposición del yoduro de zinc	134
5	Compuestos iónicos o covalentes	170
6	Exploración de los cambios químicos	204
7	Metales, capacidad de reacción y electrones de valencia	234
8	Reacciones y cargas iónicas de los metales alcalinotérreos	266
9	Separación de los colores de un dulce	326

Capítulo		
10	Las moléculas y la energía	360
11	Ley de Boyle	386
12	Análisis de una mezcla	422
13	Identificación de una solución	456
14	Ácidos y bases domésticas	506
15	Titulación del vinagre	544
16	Reacciones de oxidación-reducción	560
17	Oxidación-reducción y las celdas electroquímicas	592
18	Identificación de polímeros	649
19	Descomposición catalítica	674
20	Valor energético de los alimentos	720
21	Modelos para el decaimiento radiactivo	748

Química cotidiana

Descubre que la química está en muchas actividades cotidianas.

Capítulo		
1	Eres lo que comes	17
2	Fuegos artificiales: la producción de un estallido de color	74
3	Monedas de metal	108
4	Una buena salud es indispensable	126
5	El agua dura	158
6	Blanqueadores de telas	192
	Una estufa en la manga	219
7	Los colores de las gemas	246
8	La química de los cerillos	273
9	Moléculas que se bambolean	318
10	Secado por congelación	351
11	Preparación de palomitas de maíz	395
12	Bolsas de aire	417
13	Jabones y detergentes	455
	Anticongelantes	466
14	Balance del pH en los cosméticos	505
15	El hipo	534
16	Fertilizantes producidos por los relámpagos	571
17	Fabricación de un CD	611
18	La química y el rizado permanente	655
19	Pistas para la dulzura	680
	Grasas artificiales y grasas diseñadas	684
20	Convertidores catalíticos	711
21	El radón, un asesino invisible	771

Ejemplos reales de aplicación de la química

Química y sociedad

Examina la relación que tiene la química con los nuevos aspectos complejos de las sociedades.

Capítulo 1 Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos **29**
Capítulo 2 Reciclaje del vidrio **58**
Capítulo 4 La farmacia del bosque tropical **144**
Capítulo 13 Tratamiento del agua **447**
Capítulo 14 La contaminación atmosférica **495**
Capítulo 15 Sangre artificial **537**
Capítulo 18 El reciclaje de plásticos **657**

QUÍMICA Y tecnología

Descubre los avances recientes en los que ha influido la química.

Capítulo 3 Metales que se desenrrollan . . **106**
Capítulo 5 Alótropos de carbono: del hollín a los diamantes **174**
Capítulo 6 Explotación del aire **214**
Capítulo 7 Microscopios de alta tecnología **236**
Capítulo 8 El carbono y las aleaciones del acero **286**
Capítulo 9 Cromatografía **324**
Capítulo 10 Fraccionamiento del aire **352**
Capítulo 11 Salud bajo presión **388**
Capítulo 12 Mejoramiento del porcentaje de rendimiento en una síntesis química **424**
Capítulo 13 Coloides versátiles **470**
Capítulo 14 Fabricación del ácido sulfúrico **485**
Capítulo 16 Detección forense de sangre . . **574**
Capítulo 17 Del mineral de cobre al cable . **606**
Capítulo 20 Fuentes alternativas de energía **724**
Capítulo 21 Radioquímica arqueológica . . . **750**

CÓMO FUNCIONA

Explora cómo es que la química hace que funcionen objetos de uso común.

Capítulo 5 El cemento **166**
Capítulo 6 Barras de luz **195**
Capítulo 8 Los gases inertes en los focos **282**
Capítulo 10 Ollas de presión **357**
Capítulo 11 El manómetro de los neumáticos **375**
Capítulo 13 Unidad portátil de ósmosis inversa **468**
Capítulo 15 El sentido del gusto **519**
Capítulo 15 Indicadores de pH **543**
Capítulo 16 La prueba del analizador de aliento **569**
Capítulo 17 El marcapasos: una ayuda para el corazón **595**
Capítulo 17 Baterías de nicad recargables **597**
Capítulo 17 Celda combustible de hidrógeno y oxígeno **598**
Capítulo 20 Empaques calientes y fríos . . **706**
Capítulo 21 Detectores de humo **744**

Gente en la Química

Conoce cómo pasa un día una persona que trabaja en algún campo de la química.

Capítulo 1 Científico forense **12**
Capítulo 6 Especialista en cuidar jardines **210**
Capítulo 9 Químico **316**
Capítulo13 Operadora de aguas residuales **448**
Capítulo 14 Química cosmetóloga **490**
Capítulo 17 Laminador de metales **612**
Capítulo 18 Farmacéutico **634**
Capítulo 19 Bioquímica **676**

Conexión con otras ciencias

Tal vez no se te ha ocurrido que la química es una parte integral de todos tus cursos, no sólo de los de ciencias. Aprende en estos recuadros la manera en que la química está relacionada con la literatura, el arte y la historia, así como con la física, la biología, la salud y las ciencias de la Tierra.

Literatura

Julio Verne y sus icebergs **26**
El lenguaje de un químico. **95**

Arte

Porcelana de China **161**
Esculturas de vidrio. **344**
Pesas ashanti de latón **411**
Van Meegeren, el falsificador de obras de arte: ¿héroe o villano? **754**

Historia

La política y la química. Diferencias elementales **56**
Vuelos fatales del hidrógeno. **140**
Envenenamiento con plomo en Roma 270
Linus Pauling: un partidario del conocimiento y de la paz **305**

Física

Aurora boreal **71**
Niels Bohr: físico atómico y humanista . . **230**
Propulsores sólidos para los cohetes . . . **566**

Biología

El aire del espacio. **201**
Los fluoruros y la caries dental **278**
Medición de los gases sanguíneos **487**
La visión y la vitamina A **632**
La función de la hemoglobina. **694**
Un misterio biológico resuelto con trazadores. **766**

Ciencias de la Tierra

Globos meteorológicos **383**
Formación de cavernas **525**
Refinamiento bacteriano de los minerales **723**

Concepts in Motion

(Interactives Tables) Verifica que hayas aprendido utilizando las versiones interactivas de algunas de las tablas que aparecen en el texto.

Capítulo

1 **Tabla 1.1** Algunas aleaciones comunes. . . **23**

2 **Tabla 2.1** Partículas atómicas **65**

3 **Tabla 3.5** Propiedades de los metales y los no metales **103**

5 **Tabla 5.5** Prefijos usados para nombrar a los hidratos **165**

Tabla 5.7 Nombres de ácidos y bases comunes. **180**

7 **Tabla 7.3** Las configuraciones electrónicas de los gases nobles **244**

8 Aceros con carbono **286**

9 **Tabla 9.1** Propiedades físicas de los compuestos iónicos y covalentes **300**

Capítulo

13 **Tabla 13.1** La singularidad del agua. **436**

14 **Tabla 14.1** Ácidos y bases industriales comunes **481**

Tabla 14.3 Ácidos y bases fuertes comunes **498**

18 **Tabla 18.2** Los primeros 10 alcanos **625**

19 **Tabla 19.1** Macromoléculas biológicas. **667**

20 **Tabla 20.1** Predicción de la espontaneidad de una reacción **714**

21 **Tabla 21.1** Comparación entre reacciones químicas y nucleares **742**

Interactive Figures Mejora y enriquece tu conocimiento de conceptos químicos utilizando animaciones y recursos visuales.

Capítulo		
2	**Figura 2.4** El ciclo del nitrógeno	53
	Figura 2.20 Series de Balmer	73
	Figura 2.21 Transiciones de electrones	73
4	**Figura 4.17** Enlace iónico del cloruro de sodio	131
	Figura 4.24 Conductores fuertes, débiles o no electrolitos	142
6	**Figura 6.12** Formación de un precipitado	206
	Figura 6.22 Reactantes limitantes	218
7	**Figura 7.2** Estructura del átomo	229
8	**Figura 8.3** Radios atómicos	257
9	**Figura 9.2** Electronegatividad	302
	Figura 9.8 Tipos de enlace	308
	Figura 9.18 Formas moleculares	321

Capítulo		
11	**Figura 11.7** Las leyes de los gases	380
12	**Figura 12.6** Masa molar	407
13	**Figura 13.15** Disolución de compuestos	451
	Figura 13.28 Ósmosis	467
15	**Figura 15.20** Titulación	541
16	**Figura 16.4** Reacciones redox	557
17	**Figura 17.6** Celda galvánica	590
18	**Figura 18.5** Isómeros del pentano	628
19	**Figura 19.22** Estructura del ADN	686
20	**Figura 20.9** Calorimetría	715
21	**Figura 21.13** Reacción nuclear en cadena	757
	Figura 21.14 Masa crítica	758
	Figura 21.15 Poder nuclear	759

Cómo leer la información

Cuando estudies en *Química: Conceptos y aplicaciones*, necesitas saber leer la información. La ciencia es texto no ficticio: describe eventos de la vida real, personas, ideas y tecnología. Aquí encontrarás algunas herramientas que tiene tu libro *Química: Conceptos y aplicaciones*, para ayudarte a leer.

Antes de leer

Al leer la GRAN Idea, la Idea PRINCIPAL y el **IntroLab** antes de leer el capítulo o sección, podrás tener una idea preliminar del material que estudiarás.

La GRAN Idea describe lo que aprenderás en el capítulo. La Idea PRINCIPAL que encontrarás en medio del capítulo sustenta a la Gran Idea del capítulo. Cada sección del capítulo tiene una Idea Principal que describe el tema en el que se centra la sección.

CAPÍTULO 12 Cantidades químicas

GRAN Idea El mol representa un gran número de partículas muy pequeñas.

12.1 Conteo de partículas de materia

Idea PRINCIPAL Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin embargo, los moles de diferentes sustancias tienen diferente masa.

12.2 Uso de moles

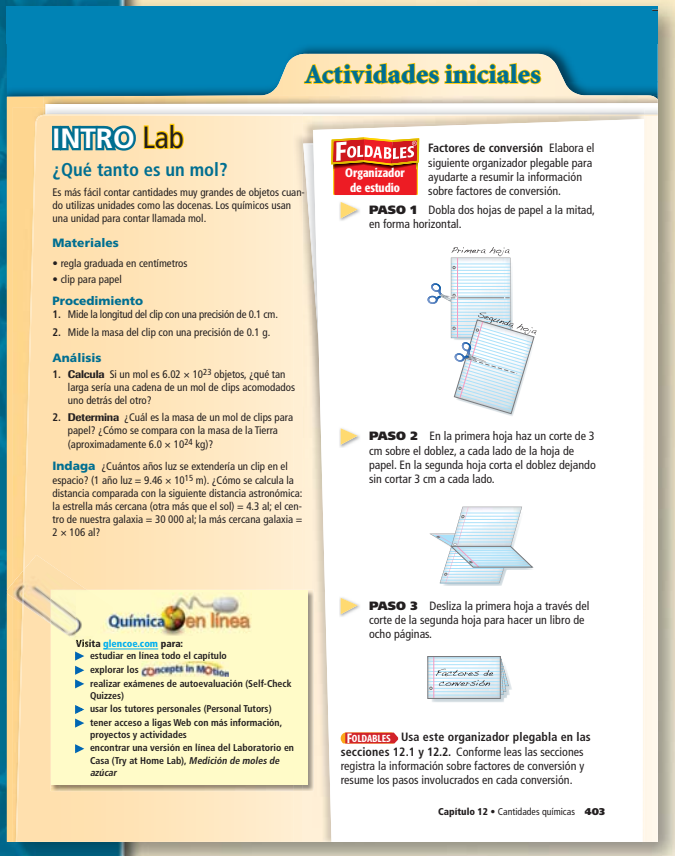
Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.

Hechos químicos

- En Estados Unidos existen alrededor de 2 500 variedades de manzanas, y alrededor del mundo existen 7 500 variedades.
- La masa de cuatro manzanas pequeñas o de tres manzanas medianas es de aproximadamente 500 g.
- En lugar de contar o pesar manzanas, es posible medirlas con una fanega o celemín (alrededor de 35 L).

402

Fuente: Capítulo 12, p. 402



Actividades iniciales

INTRO Lab

¿Qué tanto es un mol?

Es más fácil contar cantidades muy grandes de objetos cuando utilizas unidades como las docenas. Los químicos usan una unidad para contar llamada mol.

Materiales

- regla graduada en centímetros
- clip para papel

Procedimiento

1. Mide la longitud del clip con una precisión de 0.1 cm.
2. Mide la masa del clip con una precisión de 0.1 g.

Análisis

1. **Calcula** Si un mol es 6.02×10^{23} objetos, ¿qué tan larga sería una cadena de un mol de clips acomodados uno detrás del otro?
2. **Determina** ¿Cuál es la masa de un mol de clips para papel? ¿Cómo se compara con la masa de la Tierra (aproximadamente 6.0×10^{24} kg)?

Indaga ¿Cuántos años luz se extendería un clip en el espacio? (1 año luz = 9.46×10^{15} m). ¿Cómo se calcula la distancia comparada con la siguiente distancia astronómica: la estrella más cercana (otra más que el sol) = 4.3 al; el centro de nuestra galaxia = 30 000 al; la más cercana galaxia = 2 × 106 al?

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Medición de moles de azúcar*

FOLDABLES Organizador de estudio

Factores de conversión Elabora el siguiente organizador plegable para ayudarte a resumir la información sobre factores de conversión.

PASO 1 Dobla dos hojas de papel a la mitad, en forma horizontal.

PASO 2 En la primera hoja haz un corte de 3 cm sobre el doblez, a cada lado de la hoja de papel. En la segunda hoja corta el doblez dejando sin cortar 3 cm a cada lado.

PASO 3 Desliza la primera hoja a través del corte de la segunda hoja para hacer un libro de ocho páginas.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 12.1 y 12.2.** Conforme leas las secciones registra la información sobre factores de conversión y resume los pasos involucrados en cada conversión.

Capítulo 12 • Cantidades químicas 403

Fuente: Capítulo 12, p. 403

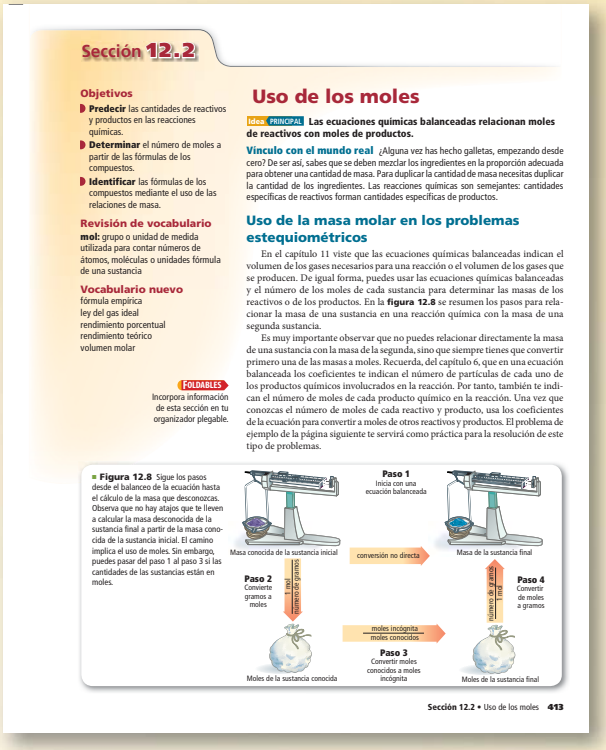
Cada capítulo comienza con una introducción experimental relacionada con el material que estudiarás. Lee y realiza el IntroLab para descubrir nuevos conceptos y recordar algunos conceptos sobre lo que hayas aprendido previamente.

OTRAS FORMAS DE EMPEZAR

- Lee el título del capítulo para averiguar de qué temas trata.
- Hojea las fotos, ilustraciones, pies de figura, gráficas y tablas.
- Busca las palabras clave que están en letras negritas y resaltadas.
- Construye un bosquejo del capítulo, utilizando los títulos de las secciones y los encabezados.

Mientras lees

En cada una de las secciones encontrarás una herramienta para ayudarte a profundizar tu conocimiento, y herramientas para ayudarte a revisar que hayas entendido.



Sección 12.2

Objetivos
- **Predecir** las cantidades de reactivos y productos en las reacciones químicas.
- **Determinar** el número de moles a partir de las fórmulas de los compuestos.
- **Identificar** las fórmulas de los compuestos mediante el uso de las relaciones de masa.

Revisión de vocabulario
mol: grupo o unidad de medida utilizada para contar números de átomos, moléculas o unidades fórmula de una sustancia

Vocabulario nuevo
fórmula empírica
ley del gas ideal
rendimiento porcentual
rendimiento teórico
volumen molar

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Uso de los moles

Idea PRINCIPAL **Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.**

Vínculo con el mundo real ¿Alguna vez has hecho galletas, empezando desde cero? De ser así, sabes que se deben mezclar los ingredientes en la proporción adecuada para obtener una cantidad de masa. Para duplicar la cantidad de masa necesitas duplicar la cantidad de los ingredientes. Las reacciones químicas son semejantes: cantidades específicas de reactivos forman cantidades específicas de productos.

Uso de la masa molar en los problemas estequiométricos

En el capítulo 11 viste que las ecuaciones químicas balanceadas indican el volumen de los gases necesarios para una reacción o el volumen de los gases que se producen. De igual forma, puedes usar las ecuaciones químicas balanceadas y el número de los moles de cada sustancia para determinar las masas de los reactivos o de los productos. En la **figura 12.8** se resumen los pasos para relacionar la masa de una sustancia en una reacción química con la masa de una segunda sustancia.

Es muy importante observar que no puedes relacionar directamente la masa de una sustancia con la masa de la segunda, sino que siempre tienes que convertir primero una de las masas a moles. Recuerda, del capítulo 6, que en una ecuación balanceada los coeficientes te indican el número de partículas de cada uno de los productos químicos involucrados en la reacción. Por tanto, también te indican el número de moles de cada producto químico en la reacción. Una vez que conozcas el número de moles de cada reactivo y producto, usa los coeficientes de la ecuación para convertir a moles de otros reactivos y productos. El problema de ejemplo de la página siguiente te servirá como práctica para la resolución de este tipo de problemas.

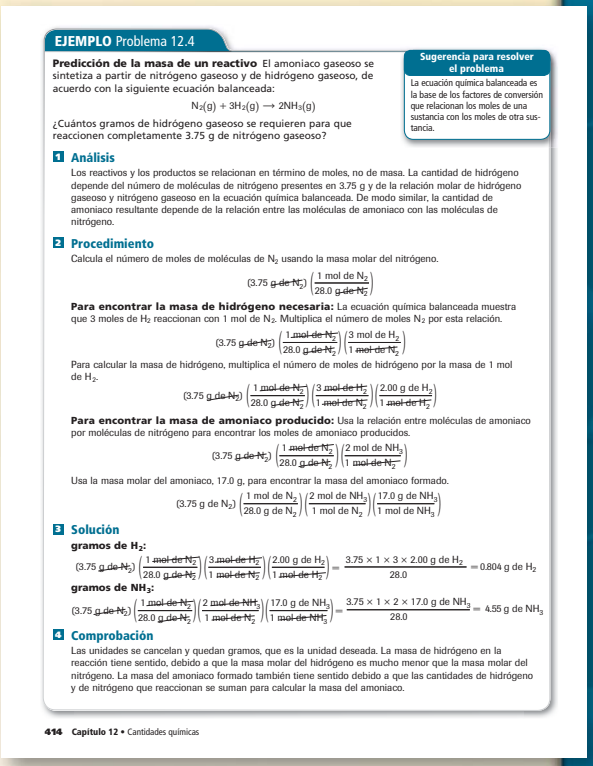
Figura 12.8 Sigue los pasos desde el balanceo de la ecuación hasta el cálculo de la masa que desconozcas. Observa que no hay atajos que te lleven a calcular la masa desconocida de la sustancia final a partir de la masa conocida de la sustancia inicial. El camino implica el uso de moles. Sin embargo, puedes pasar del paso 1 al paso 3 si las cantidades de las sustancias están en moles.

Sección 12.2 • Uso de los moles 413

Fuente: Sección 12.2, p. 413

El **vínculo con el mundo real** describe cómo es que el contenido de la sección se puede relacionar con tus propias experiencias.

Fuente: Sección 12.2, p. 414



EJEMPLO Problema 12.4

Predicción de la masa de un reactivo El amoniaco gaseoso se sintetiza a partir de nitrógeno gaseoso y de hidrógeno gaseoso, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se requieren para que reaccionen completamente 3.75 g de nitrógeno gaseoso?

Sugerencia para resolver el problema
La ecuación química balanceada es la base de los factores de conversión que relacionan los moles de una sustancia con los moles de otra sustancia.

1 Análisis
Los reactivos y los productos se relacionan en término de moles, no de masa. La cantidad de hidrógeno depende del número de moléculas de nitrógeno presentes en 3.75 g y de la relación molar de hidrógeno gaseoso y nitrógeno gaseoso en la ecuación química balanceada. De modo similar, la cantidad de amoniaco resultante depende de la relación entre las moléculas de amoniaco con las moléculas de nitrógeno.

2 Procedimiento
Calcula el número de moles de moléculas de N_2 usando la masa molar del nitrógeno.

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)$$

Para encontrar la masa de hidrógeno necesaria: La ecuación química balanceada muestra que 3 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de N_2. Multiplica el número de moles N_2 por esta relación.

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{3\ \text{mol de } H_2}{1\ \text{mol de } N_2}\right)$$

Para calcular la masa de hidrógeno, multiplica el número de moles de hidrógeno por la masa de 1 mol de H_2.

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{3\ \text{mol de } H_2}{1\ \text{mol de } N_2}\right)\left(\frac{2.00\ \text{g de } H_2}{1\ \text{mol de } H_2}\right)$$

Para encontrar la masa de amoniaco producido: Usa la relación entre moléculas de amoniaco por moléculas de nitrógeno para encontrar los moles de amoniaco producidos.

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{2\ \text{mol de } NH_3}{1\ \text{mol de } N_2}\right)$$

Usa la masa molar del amoniaco, 17.0 g, para encontrar la masa del amoniaco formado.

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{2\ \text{mol de } NH_3}{1\ \text{mol de } N_2}\right)\left(\frac{17.0\ \text{g de } NH_3}{1\ \text{mol de } NH_3}\right)$$

3 Solución
gramos de H_2:

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{3\ \text{mol de } H_2}{1\ \text{mol de } N_2}\right)\left(\frac{2.00\ \text{g de } H_2}{1\ \text{mol de } H_2}\right) = \frac{3.75 \times 1 \times 3 \times 2.00\ \text{g de } H_2}{28.0} = 0.804\ \text{g de } H_2$$

gramos de NH_3:

$$(3.75\ \text{g de } N_2)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{28.0\ \text{g de } N_2}\right)\left(\frac{2\ \text{mol de } NH_3}{1\ \text{mol de } N_2}\right)\left(\frac{17.0\ \text{g de } NH_3}{1\ \text{mol de } NH_3}\right) = \frac{3.75 \times 1 \times 2 \times 17.0\ \text{g de } NH_3}{28.0} = 4.55\ \text{g de } NH_3$$

4 Comprobación
Las unidades se cancelan y quedan gramos, que es la unidad deseada. La masa de hidrógeno en la reacción tiene sentido, debido a que la masa molar del hidrógeno es mucho menor que la masa molar del nitrógeno. La masa del amoniaco formado también tiene sentido debido a que las cantidades de hidrógeno y de nitrógeno que reaccionan se suman para calcular la masa del amoniaco.

414 Capítulo 12 • Cantidades químicas

Con los **Problemas de muestra** podrás ver cómo se resuelven, paso a paso, problemas en química. Refuerza tus habilidades mediante la resolución de los **Problemas adicionales**.

OTRAS HABILIDADES DE LECTURA

- Pregúntate a ti mismo ¿qué es la GRAN Idea? ¿Y qué es la Idea PRINCIPAL?
- Relaciona la información de *Química, Conceptos y aplicaciones*, con otras áreas que hayas estudiado.
- Intenta predecir eventos o resultados utilizando las pistas y la información que ya sabes.
- Modifica tus predicciones conforme lees y reúnes nueva información.

Después de leer

Termina la lectura del capítulo leyendo el resumen y la evaluación del material para valorar si entendiste el texto.

Cada sección termina con una **Evaluación**, que contiene un resumen y preguntas. El resumen recapitula las ideas más importantes de las secciones, mientras que las preguntas probarán tu entendimiento del capítulo.

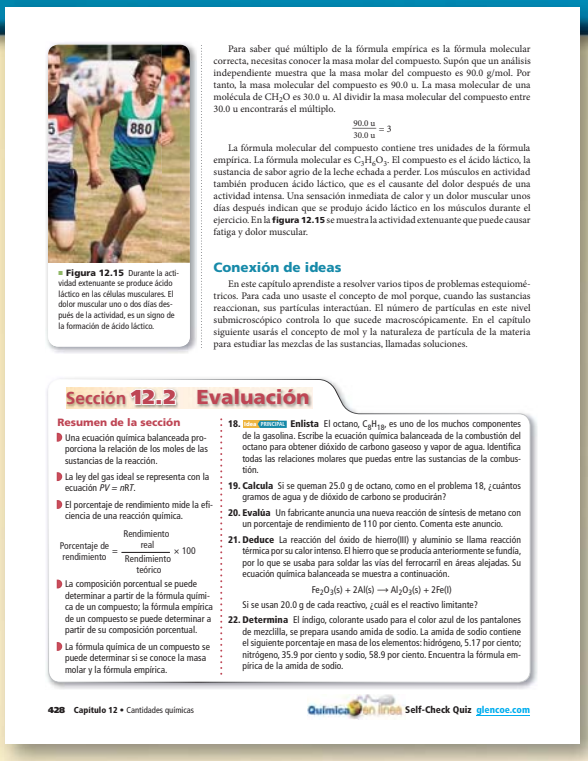


Figura 12.15 Durante la actividad extenuante se produce ácido láctico en las células musculares. El dolor muscular uno o dos días después de la actividad, es un signo de la formación de ácido láctico.

Para saber qué múltiplo de la fórmula empírica es la fórmula molecular correcta, necesitas conocer la masa molar del compuesto. Supón que un análisis independiente muestra que la masa molar del compuesto es 90.0 g/mol. Por tanto, la masa molecular del compuesto es 90.0 u. La masa molecular de una molécula de CH_2O es 30.0 u. Al dividir la masa molecular del compuesto entre 30.0 u encontrarás el múltiplo.

$$\frac{90.0\ \text{u}}{30.0\ \text{u}} = 3$$

La fórmula molecular del compuesto contiene tres unidades de la fórmula empírica. La fórmula molecular es $C_3H_6O_3$. El compuesto es el ácido láctico, la sustancia de sabor agrio de la leche echada a perder. Los músculos en actividad también producen ácido láctico, que es el causante del dolor después de una actividad intensa. Una sensación inmediata de calor y un dolor muscular unos días después indican que se produjo ácido láctico en los músculos durante el ejercicio. En la **figura 12.15** se muestra la actividad extenuante que puede causar fatiga y dolor muscular.

Conexión de ideas

En este capítulo aprendiste a resolver varios tipos de problemas estequiométricos. Para cada uno usaste el concepto de mol porque, cuando las sustancias reaccionan, sus partículas interactúan. El número de partículas en este nivel submicroscópico controla lo que sucede macroscópicamente. En el capítulo siguiente usarás el concepto de mol y la naturaleza de partícula de la materia para estudiar las mezclas de las sustancias, llamadas soluciones.

Sección 12.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Una ecuación química balanceada proporciona la relación de los moles de las sustancias de la reacción.
- La ley del gas ideal se representa con la ecuación $PV = nRT$.
- El porcentaje de rendimiento mide la eficiencia de una reacción química.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

- La composición porcentual se puede determinar a partir de la fórmula química de un compuesto; la fórmula empírica de un compuesto se puede determinar a partir de su composición porcentual.
- La fórmula química de un compuesto se puede determinar si se conoce la masa molar y la fórmula empírica.

18. IDEA PRINCIPAL **Enlista** El octano, C_8H_{18}, es uno de los muchos componentes de la gasolina. Escribe la ecuación química balanceada de la combustión del octano para obtener dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. Identifica todas las relaciones molares que puedas entre las sustancias de la combustión.

19. Calcula Si se queman 25.0 g de octano, como en el problema 18, ¿cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se producirán?

20. Evalúa Un fabricante anuncia una nueva reacción de síntesis de metano con un porcentaje de rendimiento de 110 por ciento. Comenta este anuncio.

21. Deduce La reacción del óxido de hierro(III) y aluminio se llama reacción térmica por su calor intenso. El hierro que se producía anteriormente se fundía, por lo que se usaba para soldar las vías del ferrocarril en áreas alejadas. Su ecuación química balanceada se muestra a continuación.

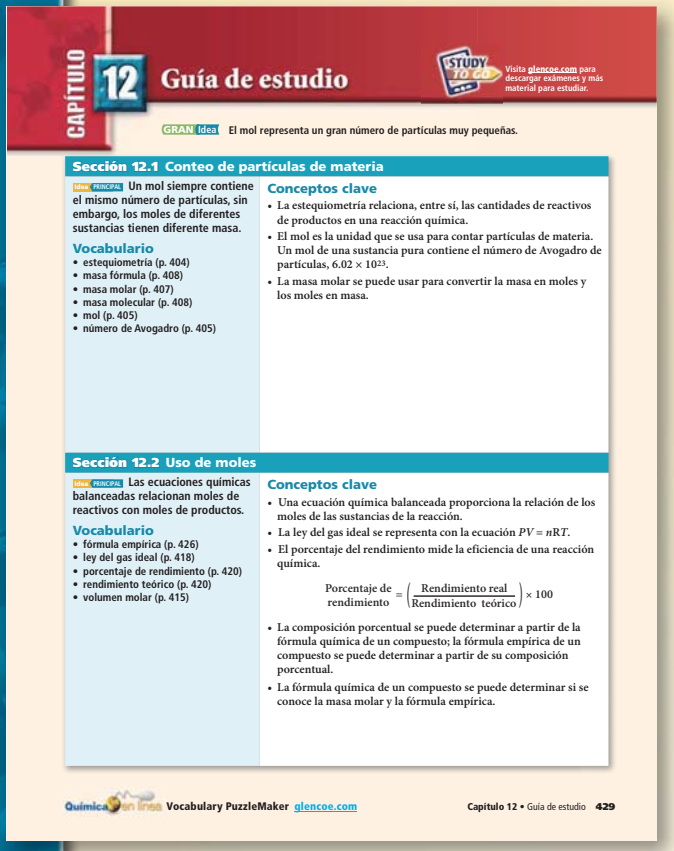
$$Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe(l)$$

Si se usan 20.0 g de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante?

22. Determina El índigo, colorante usado para el color azul de los pantalones de mezclilla, se prepara usando amida de sodio. La amida de sodio contiene el siguiente porcentaje en masa de los elementos: hidrógeno, 5.17 por ciento; nitrógeno, 35.9 por ciento y sodio, 58.9 por ciento. Encuentra la fórmula empírica de la amida de sodio.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Fuente: Capítulo 12, p. 428



CAPÍTULO 12 Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea El mol representa un gran número de partículas muy pequeñas.

Sección 12.1 Conteo de partículas de materia

IDEA PRINCIPAL Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin embargo, los moles de diferentes sustancias tienen diferente masa.

Vocabulario
- estequiometría (p. 404)
- masa fórmula (p. 408)
- masa molar (p. 407)
- masa molecular (p. 408)
- mol (p. 405)
- número de Avogadro (p. 405)

Conceptos clave
- La estequiometría relaciona, entre sí, las cantidades de reactivos de productos en una reacción química.
- El mol es la unidad que se usa para contar partículas de materia. Un mol de una sustancia pura contiene el número de Avogadro de partículas, 6.02×10^{23}.
- La masa molar se puede usar para convertir la masa en moles y los moles en masa.

Sección 12.2 Uso de moles

IDEA PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.

Vocabulario
- fórmula empírica (p. 426)
- ley del gas ideal (p. 418)
- porcentaje de rendimiento (p. 420)
- rendimiento teórico (p. 420)
- volumen molar (p. 415)

Conceptos clave
- Una ecuación química balanceada proporciona la relación de los moles de las sustancias de la reacción.
- La ley del gas ideal se representa con la ecuación $PV = nRT$.
- El porcentaje del rendimiento mide la eficiencia de una reacción química.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \left(\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}}\right) \times 100$$

- La composición porcentual se puede determinar a partir de la fórmula química de un compuesto; la fórmula empírica de un compuesto se puede determinar a partir de su composición porcentual.
- La fórmula química de un compuesto se puede determinar si se conoce la masa molar y la fórmula empírica.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Fuente: Capítulo 12, p. 429

Al final de cada capítulo encontrarás una Guía de estudio. Aquí encontrarás una lista de las palabras de vocabulario de cada capítulo y los conceptos clave. Utiliza esta guía para repasar y revisar tu comprensión de los temas.

OTRAS FORMAS DE REPASAR

- Enuncia la GRAN Idea.
- Relaciona la IDEA PRINCIPAL con la GRAN Idea.
- Utiliza tus propias palabras para explicar lo que leíste.
- Aplica la información en otras materias de la escuela o en casa.
- Identifica fuentes que podrías usar para encontrar más información sobre estos temas.

Busca las pistas

Química: Conceptos y aplicaciones **contiene abundante e invaluable información. Completa esta divertida actividad para que sepas dónde buscar y así aprender tanto como puedas.**

Conforme buscas estas pistas, ya sea solo, con tu profesor o con otras personas, aprenderás de manera rápida cómo está organizado *Química: Conceptos y aplicaciones*, y de qué manera puedes sacar el mejor provecho del tiempo que dedicas a leer y estudiar.

1. ¿Cuántos capítulos tiene este libro?
2. ¿En qué página comienza el glosario? ¿Qué glosario está en línea?
3. ¿Dónde puedes encontrar una lista de los símbolos de seguridad del laboratorio?
4. Si quieres encontrar una lista completa de todos los IntroLabs, MiniLabs y QuimiLabs, ¿en qué página inicial buscarías?
5. ¿De qué forma puedes encontrar rápidamente las páginas que contienen información sobre una persona que es especialista en jardines?
6. ¿Cuál es el nombre de la tabla o sección que resume los conceptos clave de un capítulo?
7. ¿En dónde puedes encontrar un compendio de datos químicos? ¿Cuáles son los números de página?
8. ¿En qué página puedes encontrar la GRAN Idea del capítulo 1? ¿En qué páginas puedes encontrar una Idea PRINCIPAL para el capítulo 2?
9. ¿En dónde puedes encontrar información sobre el hidrógeno?
10. Nombra cuatro actividades que puedas encontrar en Química en línea.
11. ¿Qué herramienta de estudio que aparece al inicio de cada capítulo puedes hacer a partir de una hoja de papel?
12. ¿A dónde tienes que ir para ver los Concepts In Motion?

CAPÍTULO 1

Química: la ciencia de la materia

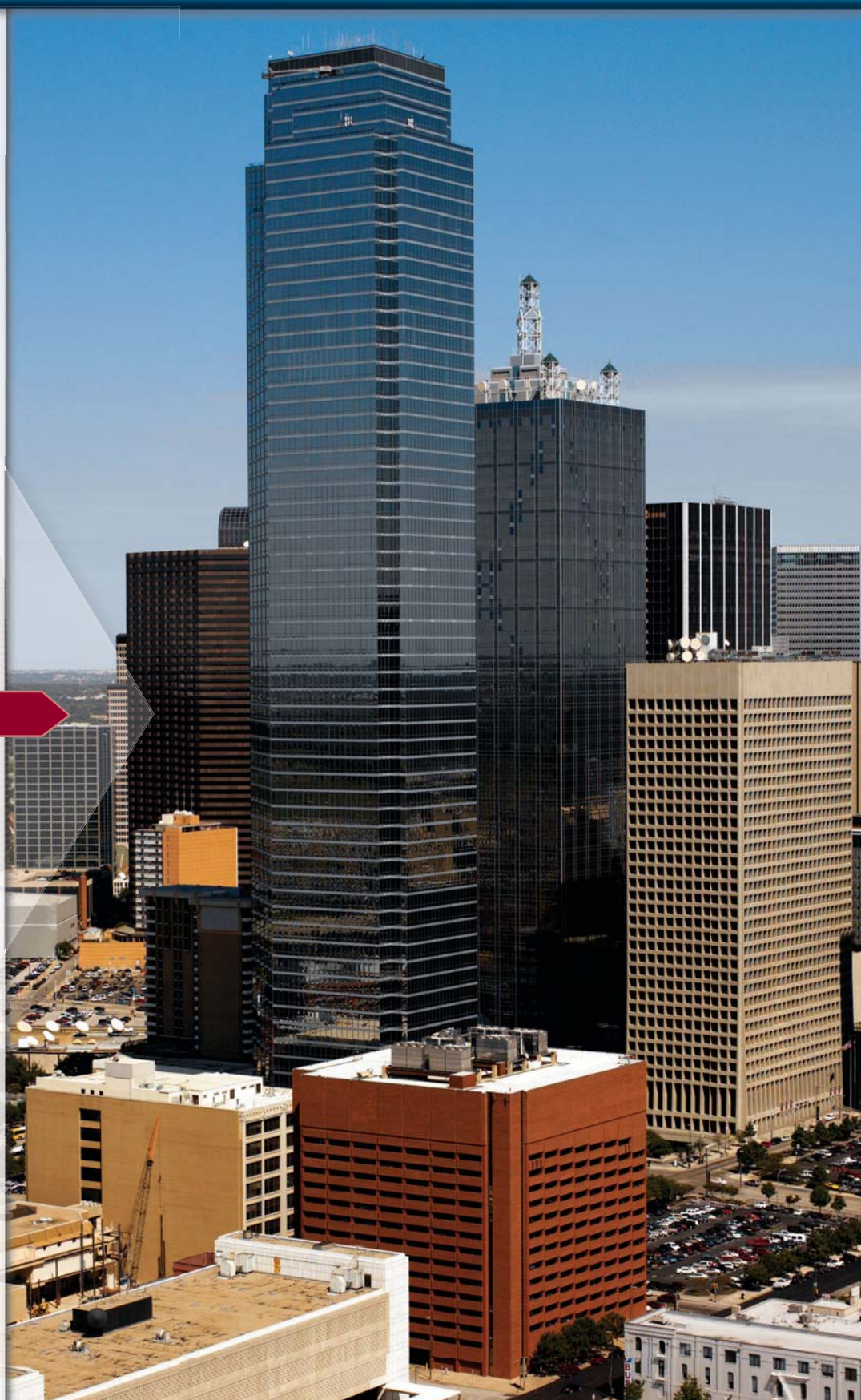
GRAN Idea **Todo está hecho de materia.**

1.1 El rompecabezas de la materia

Idea PRINCIPAL La mayoría de la materia cotidiana está en forma de mezclas, que son combinaciones de dos o más sustancias.

1.2 Propiedades y cambios en la materia

Idea PRINCIPAL La materia puede experimentar cambios físicos y químicos.



Hechos químicos

- Muchos de los procesos que ocurren a tu alrededor son el resultado de procesos químicos.
- La atmósfera de la Tierra está constituida, principalmente, por cuatro diferentes sustancias químicas.
- Los químicos estudian las reacciones químicas que ocurren a tu alrededor.
- Los edificios, los carros y el concreto son mezclas de distintas sustancias químicas.

INTRO Lab

¿Por qué la masa es diferente?

Materia es cualquier cosa que tenga masa y volumen; las tres formas más comunes que puede tener la materia en la Tierra son: sólida, líquida y gaseosa. ¿Cómo se pueden comparar las masas de estos tres estados de la materia?

Materiales

- globos (3)
- balanza
- probeta graduada
- tijeras
- sal
- embudo
- agua
- cuerda

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Mide y anota la masa de un globo.
3. Inserta el extremo estrecho del embudo en la boquilla del globo y llénalo con agua sin estirar el cuerpo del globo. Amarra el final del globo, mide la masa del globo lleno con agua y calcula la masa del agua.
4. Repite los pasos 1 y 2 utilizando sal. El tamaño del globo lleno con sal deberá tener un tamaño aproximado al del globo lleno con agua.
5. Repite los pasos 1 y 2 utilizando aire. Sopla dentro del globo sólo el aire suficiente para que tenga un tamaño aproximado a los globos llenos con agua y con sal.

Análisis

1. **Calcula** las masas del agua, la sal y el aire.
2. **Compara** las masas del sólido, el líquido y el gas.

Indaga ¿Cómo puede ser que estos objetos que tienen el mismo volumen tengan una masa diferente?

Química en línea

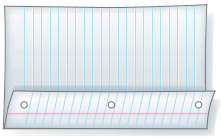
Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Comparación de líquidos congelados***

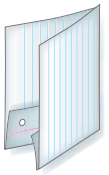
FOLDABLES® Organizador de estudio

Propiedades y cargas Elabora un organizador plegable para ayudarte a organizar tu estudio de cargas físicas y químicas y las propiedades de la materia.

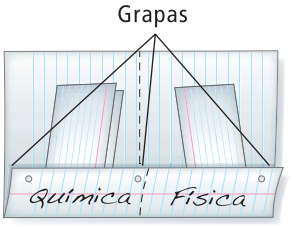
PASO 1 Coloca una hoja de papel en forma horizontal y dobla uno de sus extremos 5 cm, como se muestra en la figura.



PASO 2 Dobla el papel a la mitad.



PASO 3 Desdobla y engrapa para hacer dos bolsillos. Etiqueta los bolsillos: *Química* y *Física*.



FOLDABLES Usa este organizador plegable en la sección 1.2. Conforme leas esta sección, usa tarjetas de papel numeradas para resumir lo que vayas aprendiendo sobre las propiedades y los cambios de la materia. Inserta estas tarjetas en el bolsillo adecuado de tu foldable.

Sección 1.1

Objetivos

- **Clasificar** la materia de acuerdo con su composición.
- **Distinguir** entre elementos, compuestos, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.
- **Relacionar** las propiedades de la materia con su estructura.

Vocabulario nuevo

química
materia
masa
propiedad
modelo científico
cualitativo
cuantitativo
sustancia
mezcla
cambio físico
propiedad física
solución
aleación
soluto
disolvente
solución acuosa
elemento
compuesto
fórmula

El rompecabezas de la materia

Idea PRINCIPAL La mayoría de la materia cotidiana está en forma de mezclas, que son combinaciones de dos o más sustancias.

Vínculo con el mundo real Si te gusta armar rompecabezas, probablemente te guste que sean complicados y tengan cientos o inclusive miles de piezas. Ninguna pieza por sí sola da demasiada información como el rompecabezas completo. Pero, ¿alguna vez has armado un rompecabezas sin mirar la imagen de la caja?

Un panorama de la materia

Cuando comienzas a estudiar química, empiezas por trabajar en un rompecabezas que es un reto: el rompecabezas de la materia. Cada parte de materia es una pieza del rompecabezas. La caja de tu rompecabezas es el universo y contiene muchos tipos distintos de piezas. Tu trabajo, al igual que la persona que resuelve el rompecabezas, es imaginar cómo unir todas las piezas.

Composición y comportamiento La **química** es la ciencia que investiga y explica la estructura y propiedades de la materia. La **materia** es cualquier cosa que ocupa lugar y tiene masa. Materia es todo lo que te rodea: el metal y el plástico de un teléfono, el papel y la tinta de un libro, el vidrio y el líquido de una botella de refresco, el aire que respiras y los materiales que conforman tu cuerpo.

La **masa** es la medida de la cantidad de materia que contiene un objeto. ¿Qué cosa no es materia? El calor y la luz de una lámpara no son materia, como tampoco lo son los pensamientos, las ideas, las ondas de radio y los campos magnéticos. En la **figura 1.1** se comparan las masas de dos piezas distintas de materia. En las páginas 785 a 791 de la guía para adquirir experiencia en química que se encuentra al final de este libro, encontrarás una descripción del Sistema Internacional de Medidas (SI) y las unidades que se usan para medir la masa y otras cantidades.

La bebida de la botella tiene una masa de 1 kg. El kilogramo es la unidad de masa del sistema métrico.

El autobús tiene una masa de alrededor de 14 000 kg (14 toneladas).

■ **Figura 1.1** La masa es una medida de la cantidad de materia que tiene un objeto.

La estructura de la materia se refiere a su composición (de lo que está hecha la materia) y a la manera en que está organizada. Las **propiedades** de la materia describen sus características y el comportamiento de la materia, incluyendo los cambios que ésta experimenta. En la **figura 1.2** se comparan distintos tipos de materia de acuerdo con su composición y comportamiento.

FIGURA 1.2

Composición y comportamiento de la materia

La composición de una muestra de materia, los elementos que contiene y cómo están ordenados éstos, afecta su comportamiento.

La sal y el agua tienen distinta composición, así que no es de sorprender que tengan distintas propiedades. La sal está formada por los elementos sodio y cloro, en tanto que el agua está formada por hidrógeno y oxígeno. No puedes lavarte el cabello con sal, como tampoco podrías espolvorear agua en tu maíz inflado.

La aspirina y la sacarosa (azúcar de mesa) están formadas por carbono, hidrógeno y oxígeno, pero no puedes usar aspirina para endulzar tu cereal o tomar una cucharada de azúcar para el dolor de cabeza. Aunque la aspirina y el azúcar contienen los mismos elementos, las diferencias entre sus estructuras determinan sus comportamientos particulares.

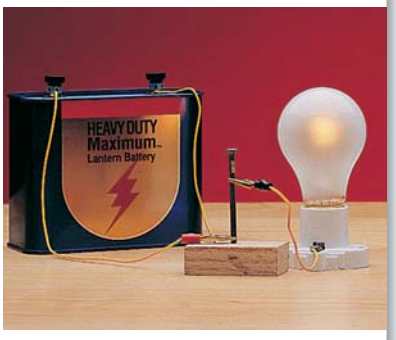
El aspartame y la sacarina son sustancias edulcorantes que tienen distinta composición, pero un sabor parecido. La sacarina está compuesta por carbono, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, sodio y azufre. El aspartame también contiene carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, pero no contiene sodio ni azufre. La manera en que se distribuyen los componentes del aspartame y la sacarina debe ser el principal factor por el cual los dos tienen sabor dulce.

El hierro es fuerte, pero aun así se puede aplanar y estirar.

El hierro se licua a temperatura elevada.

El hierro es atraído por un imán.

El hierro conduce la electricidad.



■ **Figura 1.3** Muchas de las propiedades del hierro se observan con facilidad.

Con sólo examinar o manipular un determinado trozo de materia, puedes determinar algunas de sus propiedades: ¿De qué color es? ¿Es un sólido, un líquido o un gas? Si es sólido, ¿es blando o duro? ¿Quema?, ¿se disuelve en agua?, ¿sucede algo cuando lo mezclas con otra materia? Estas propiedades las puedes determinar al examinar y manipular un trozo de materia, como se muestra en la **figura 1.3**.

Aunque puedes conocer bastante de una pieza de material con sólo examinarla y someterla a pruebas sencillas, no puedes decir que está formada de algo con tan sólo mirarla. Comúnmente se deben hacer mediciones o provocar cambios químicos observados. En la **figura 1.4** se muestra que, con un experimento sencillo, es relativamente fácil determinar que el azúcar está formada por carbono, hidrógeno y oxígeno. Sin embargo, la mayor parte de la materia no revela tan fácilmente su composición.

■ **Figura 1.4** Cuando se añade ácido sulfúrico concentrado a la sacarosa, se produce una reacción interesante.

Observa ***¿Cuáles son algunas señales que indican que está ocurriendo un cambio?***

El azúcar se descompone y forma agua (compuesta por hidrógeno y oxígeno).

El agua se desprende como vapor.

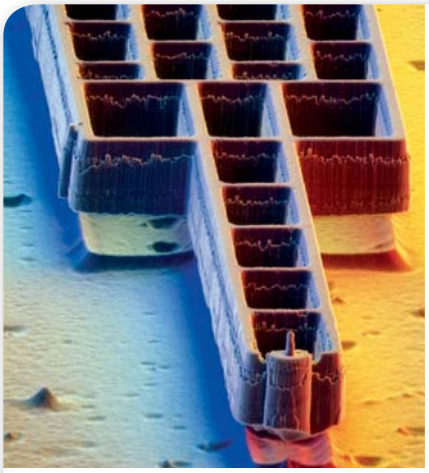
El carbón negro persiste.

■ **Figura 1.5** Cuando observas un rascacielos, ves su tamaño y forma. Estas propiedades se deben a la estructura del edificio, que se encuentra oculta atrás de la fachada de la construcción.

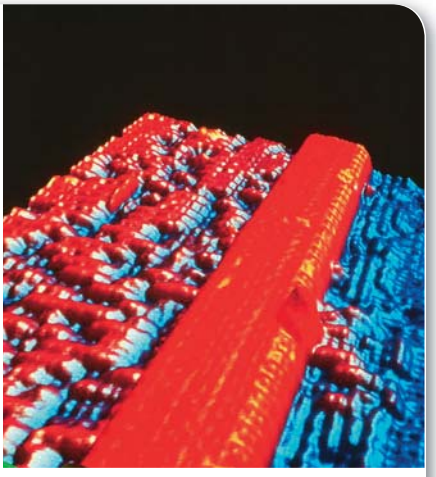
La visión macroscópica de la materia Las observaciones de la composición y el comportamiento de la materia se basan en una percepción macroscópica. A la materia que es lo bastante grande para verla se le llama macroscópica, de modo que todas tus observaciones en química, y en cualquier otro campo, comienzan desde esta perspectiva. El mundo macroscópico es el que tocas, sientes, hueles, pruebas y ves. Las propiedades del hierro que aparecen en la **figura 1.3**, se ven desde una perspectiva macroscópica, pero si quieres describir y entender su estructura, debes emplear una perspectiva distinta: una que te permita observar lo que no se puede ver a simple vista. Lo que puedes ver de un rascacielos, que se muestra en la **figura 1.5**, es semejante a una perspectiva macroscópica. No puedes ver la organización de las vigas de acero y tornillos que sostienen al edificio, ni el sistema de cañerías, cables y ductos de ventilación que se distribuyen por todo el edificio.

Del mismo modo, la apariencia y propiedades de un trozo de materia se deben a su estructura. Aunque puedes tener idea de la estructura real desde un punto de vista macroscópico, debes pasar a una perspectiva submicroscópica para entender cómo influye la estructura oculta de la materia en su comportamiento.

La visión submicroscópica de la materia Esta perspectiva te deja entrever el mundo de los átomos. El cual es un mundo tan pequeño que no puedes verlo ni con el microscopio más potente, por lo que se emplea el término submicroscópico. En tus primeros cursos de ciencia aprendiste que la materia está formada por átomos. A diferencia del mundo macroscópico, los átomos son tan pequeños que si el punto al final de esta frase estuviera formado por átomos de carbono, estaría constituido por más de 100 000 000 000 000 000 000 de ellos. Si pudieras contar todos esos átomos a la velocidad de tres por segundo, tardarías un billón de años para terminar de contarlos. Por suerte, en la química ocuparás tu tiempo en familiarizarte con los átomos y no en contarlos.



Para hacer una imagen con el STM, una sonda como ésta se mueve verticalmente en respuesta a la posición de los átomos.



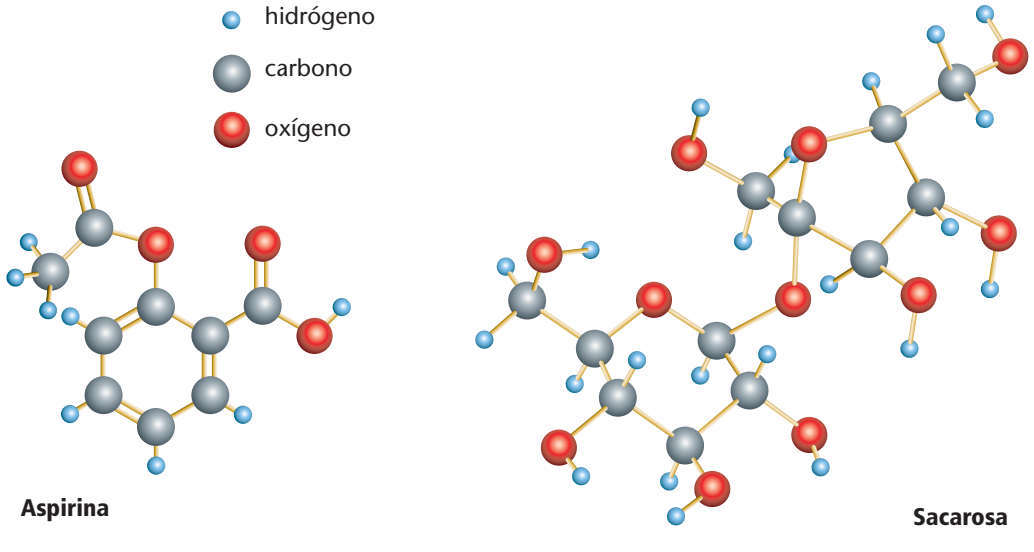
Esta imagen producida con un STM muestra, en rojo, un nanoalambre. El nanoalambre sólo tiene 10 átomos de ancho.

■ **Figura 1.6** Aunque un microscopio de barrido de túnel STM deja entrever el mundo submicroscópico, no produce imágenes reales de los átomos, al menos como las que imaginamos en el mundo macroscópico.

Aunque no es posible observar los átomos individuales, el microscopio de barrido por túnel (STM, por sus siglas en inglés), de desarrollo reciente, es capaz de producir imágenes en un monitor de computadora que muestra las posiciones de los átomos individuales como se muestra en la **figura 1.6**. El STM provee una perspectiva visible del mundo submicroscópico, puede emplearse incluso para mover átomos individuales alrededor de una superficie.

El uso de modelos en química

Para estudiar la química debes utilizar perspectivas macro y submicroscópicas. Por ejemplo, tanto la sacarosa como la aspirina están formadas por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno, pero se comportan y funcionan de manera distinta. Estas diferencias deben surgir de las diferencias en la distribución submicroscópica de sus átomos respectivos. En la **figura 1.7** se muestran los modelos que exponen estas diferencias submicroscópicas.



■ **Figura 1.7** Los distintos ordenamientos submicroscópicos de los átomos de la aspirina (izquierda) y de la sacarosa (derecha) producen un comportamiento distinto. Despreocúpate si no entiendes el significado completo de estas estructuras. Cada bola representa un átomo y las barras representan una conexión entre éstos.

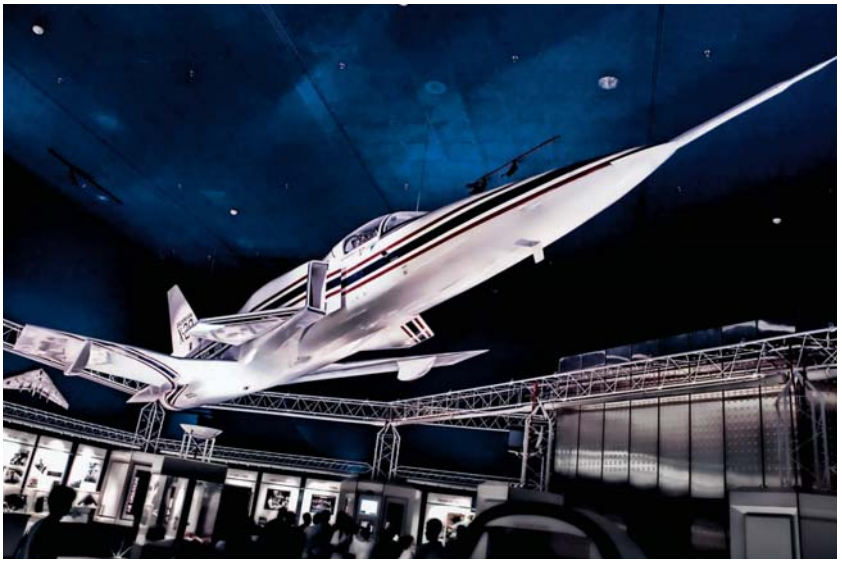
Determina ***¿Cuántos átomos de cada elemento hay en cada una de las moléculas?***

Diferentes tipos de modelos Los dibujos de la **figura 1.7** son herramientas que te permiten estudiar lo que de hecho no puedes ver, en este caso, la colocación de los átomos. Estos dibujos representan un tipo de modelo que se usa en la ciencia. En ocasiones, un modelo es algo que puedes ver y manipular. Éstos son los tipos de modelos que ya conoces: modelos de automóviles y aviones, o tal vez un modelo a escala del proyecto de un edificio de un arquitecto. La **figura 1.8** muestra que los modelos son herramientas importantes en muchos ámbitos. Los modelos se utilizan, se someten a prueba y se revisan constantemente durante nuevos experimentos. Un modelo de la estructura submicroscópica de un pedazo de materia debe ser útil para explicar el comportamiento macroscópico que se observa en esa clase de materia, así como predecir el comportamiento que aún no ha sido observado.

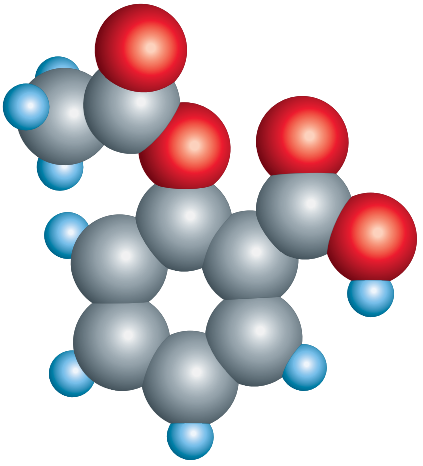
Los científicos usan muchos tipos de modelos para representar cosas que son difíciles de visualizar. Como podrás ver dentro de poco, los químicos también usan diferentes tipos de modelos para representar a la materia. El modelo de la aspirina (ácido acetilsalicílico) que se ilustra en la **figura 1.8** es un ejemplo de un modelo científico. Un **modelo científico**, es un instrumento diseñado que ayuda a entender y a explicar las observaciones macroscópicas. Los modelos científicos se construyen sobre la investigación y experimentación. Se recolectan los datos de muchos experimentos y, entonces, se formula un modelo visual, verbal o matemático. En la Grecia antigua se elaboró, hace unos 2 500 años, un modelo de materia fundado en los átomos, pero este modelo no era científico porque nunca fue respaldado por la experimentación. Hubo que esperar hasta el siglo XIX para que se propusiera un modelo científico de la materia. Este modelo atómico se desarrolló y verificó con experimentos, y ha resistido 200 años de predicción y experimentación con sólo leves modificaciones.

■ **Figura 1.8** Los modelos te ayudan a ver y comprender una estructura, ya sea que diseñes un nuevo avión o estudies la composición de la aspirina. Los químicos usan computadoras para generar modelos similares al modelo de la aspirina que se muestra abajo, en su búsqueda de nuevos medicamentos para tratar enfermedades.

Compara y contrasta *el modelo de la aspirina de la figura 1.7 con el modelo mostrado en la figura 1.8.*



Un modelo de un prospecto de una nueva línea de aviones se hace y se estudia antes de que el avión se construya.



El modelo es otra manera más informativa de representar el ordenamiento de los átomos en la aspirina.

QUIMILAB 1

OBSERVACIONES DE UNA VELA

Contexto

Habrás observado arder una vela, como las de un pastel de cumpleaños, pero tal vez nunca has considerado cómo arde desde el punto de vista químico. Michael Faraday, un químico del siglo XIX, encontró tanto qué observar cuando una vela se quema, que escribió un libro y dio conferencias sobre este tema. En este QuimiLab vas a investigar cómo arde una vela y los productos de combustión.

Pregunta

¿Cuáles son los requerimientos y las características de la llama de una vela? ¿Cuáles son los productos de la combustión de la vela?

Objetivos

- **Observar** la flama de una vela y hacer varias pruebas.
- **Interpretar** las observaciones y los resultados de las pruebas.

Preparación

Materiales

velas grandes de cumpleaños
cerillos
un plato de metal no muy hondo
25 mL de solución de agua de cal
un vaso de precipitados de 250 mL
un matraz Erlenmeyer de 500 mL
un tapón de hule resistente para el matraz
una malla de alambre cuadrada
unas tenazas

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Mantén todos los materiales combustibles, incluyendo la ropa, lejos de los cerillos y de la llama de la vela. No permitas que el agua de cal te salpique a los ojos. Si ello sucede, lávate los ojos de inmediato durante 15 minutos y avísale a tu maestro.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Enciende una vela y deja que caigan una o dos gotas de cera derretida en el centro del plato. Coloca la vela en posición vertical en la cera fundida antes de que solidifique. Si la vela se quema poco durante los siguientes pasos, repite este paso con una vela nueva.
3. Observa la llama de la vela que se quema durante unos minutos. Trata de observar qué se está quemando y dónde ocurre la combustión. Observa las distintas regiones de la llama. Haz por lo menos ocho observaciones y anótalas en una tabla de datos como la que aquí se muestra.
4. Enciende otra vela y mantén la flama a una distancia de 2 a 4 cm al lado de la llama de la primera vela. Sopla suavemente la flama de esta vela; de inmediato, acerca rápidamente la flama de la segunda vela al humo de la primera. Anota tus observaciones.
5. Enciende nuevamente la vela que está fija. Con las tenazas, coloca la malla de alambre sobre la flama en posición perpendicular a la vela. Acerca lentamente la malla a la flama, pero no permitas que toque la cera de la vela. Si la llama se apaga, de inmediato haz a un lado la malla. Anota tus observaciones.
6. Llena el vaso de 250 mL con agua fría del grifo, seca el exterior del vaso y sosténlo unos 3 a 5 cm por arriba de la flama de la vela. Anota tus observaciones.
7. Vierte agua en el tazón o plato hasta que suba aproximadamente 1 cm.
8. Coloca rápidamente el matraz Erlenmeyer sobre la vela, de modo que la boca del matraz quede bajo de la superficie del agua. Deja el matraz en esta posición durante aproximadamente un minuto. Anota tus observaciones.

9. Retira el matraz del agua, ponlo boca arriba y vierte en él unos 25 mL de agua de cal. Tapa el matraz y agita la solución durante un minuto. Anota tus observaciones. Si la solución se enturbia o blanquea, es porque se formó carbonato de calcio, que indica la presencia de dióxido de carbono en el matraz.

Análisis y conclusiones

1. **Describe** los diferentes tipos de cambios que ocurrieron.
2. **Infiere** ¿Los resultados del paso 3 indican que la cera de la vela se quema como un sólido, un líquido o un vapor? Explica en detalle tu respuesta.
3. **Interpreta** Un requisito para la combustión es la presencia de combustible. Interpreta tus resultados de los pasos 4 y 7 para determinar los otros requerimientos.
4. **Explica** De acuerdo con el análisis de las observaciones de los pasos 5 y 8, ¿cuáles son los dos productos de combustión de la vela?

Aplicación y evaluación

1. **Explica** Sir Humphry Davy inventó una lámpara segura para los mineros. En esta lámpara la flama está rodeada de un cilindro de malla de alambre. ¿Puedes explicar por qué razón se fabricó así la lámpara?

CONTINÚA INDAGANDO

¿Qué cambio ocurrió en el nivel de agua en el paso 7? Sugiere una explicación para este cambio.

Datos y observaciones

Tabla de datos

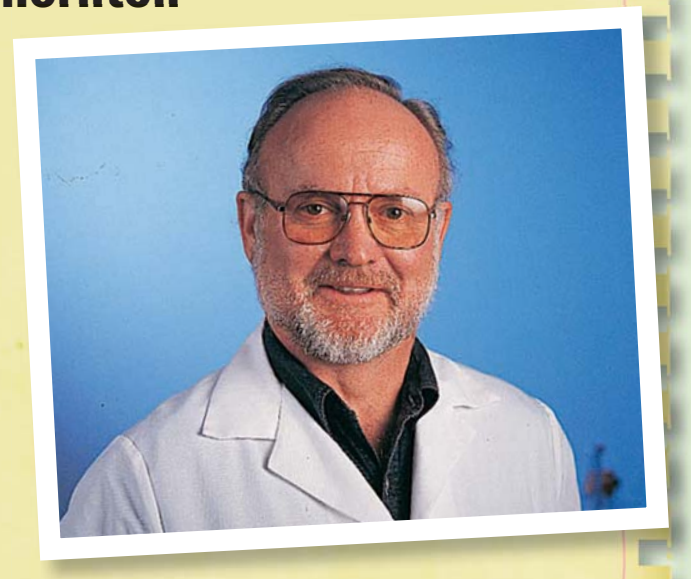
Paso del procedimiento	Observaciones
3	
4	
5	
6	
8	
9	

Gente en la Química

Entrevista con el doctor John Thornton

Científico forense

Un poema de William Blake contiene estas palabras: "Ver un mundo en un grano de arena y un paraíso en una flor silvestre". En el trabajo del doctor Thornton, ese párrafo elegido de la poesía inglesa es literalmente cierto. Para descubrir lo que el doctor Thornton quiere decir, lee esta entrevista en la que comparte sus reflexiones del mundo de evidencias físicas.



En el trabajo

P **Doctor Thornton, ¿podría decirnos qué hace en su laboratorio de especialidades analíticas forenses?**

R Analizamos evidencia física de la escena de un crimen: materiales como cabello, fibras, líquidos corporales, agujeros de balas, pintura, terreno, vidrio, huellas de pisadas, huellas digitales, fármacos y plantas. Cualesquiera de estas evidencias físicas tangibles pueden relacionar a una persona con la escena de un crimen. Ésta es la mitad de la escena: "quién lo hizo"; la otra mitad es "cómo lo hizo".

P **¿Puede dar algunos ejemplos específicos de cada parte de su análisis?**

R Las huellas digitales son el medio clásico para establecer que una persona estuvo en la escena de un crimen. Las huellas digitales se revelan con reactivos químicos: ninhidrina para impresiones en papel, y cianoacrilato, que en realidad es un pegamento fuerte, para otros materiales. Para el "cómo", tengo un ejemplo de un caso. Una persona declara que baleó a otra cuando se defendía de ser estrangulada. Si existen quemaduras de pólvora en la ropa de la víctima, debería apoyarse la historia del sospechoso. Por otro lado, si no hay pólvora, lo cual indica que la persona estaba a varios metros de distancia, esa historia no se puede sustentar.

P **Debe ser casi imposible no dejar algún tipo de evidencia, ¿no es así?**

R Sí. A menudo, la evidencia que más incrimina es tan pequeña que el autor es inconsciente de ello; por ejemplo, unos granos de polen, arena o diminutas diatomeas, pueden ser una firma de un sitio geográfico determinado.

P **¿Su trabajo le ha ayudado a encontrar a alguna persona extraviada?**

R Hace unos años, cuando se extravió una joven, se encontró un zapato cerca de la autopista. Dentro del zapato había una borra de fibras. Fui a buscar en su cajón de calcetines y encontré que coincidían con todos los tipos de la fibra que había en el zapato. Esa pista indicaba el rumbo hacia dónde la joven se había encaminado, y después la encontramos.

Primeras influencias

P ¿Cómo fue que se interesó por este tipo de trabajo?

R Estando en séptimo u octavo grado, ojeando libros en la biblioteca pública local, me topé con uno titulado *Investigación criminal*, de Paul Kirk, quien probablemente era el científico forense más importante de esa época. A partir de ahí, supe lo que quería hacer. Lo que no sabía es que luego me inscribiría en la clase de Kirk en la Universidad, y lo más sorprendente es que casualmente ocupé ese lugar después de que él se retiró.

P ¿Era usted de los niños a los cuales les gusta descifrar acertijos y resolver rompecabezas?

R No. Simplemente era un niño de campo de Central Valley. Todo lo que había ahí era plano y creo que estaba buscando otros horizontes. Me interesé en esta actividad por la lectura.

Impresiones personales

P ¿Qué es lo que encuentra más interesante de su trabajo?

R La ciencia forense es en realidad el estudio de la concepción del mundo. Mi trabajo incluye la química, la física, la botánica y la geología, así que es imposible aburrirse.

P ¿Cómo va resolviendo los problemas que plantean una serie de pistas en la escena del crimen?

R En cualquier escena del crimen, uno quiere utilizar evidencias físicas para contar una historia. Es como mirar un tapete por el lado contrario: se puede ver vagamente que ahí hay un unicornio, y más allá un árbol, y esto puede ser una cerca. Es muy difícil tener las cosas claras. Por lo general, sólo me siento y pienso en ellas por un tiempo. Dejo que las ideas me lleven por distintos caminos y después juego a "¿Qué tal si...?": ¿Qué tal si esto sucedió en la escena del crimen, y qué habrá sucedido después? Trato de acomodar todas las ideas y después intento desenredar la madeja científica.

P ¿Qué tipo de satisfacciones obtiene de su trabajo?

R Siento que la calidad de la justicia mejora cuando existe una completa y hasta saludable discusión de las pruebas relevantes y de la evidencia física que proporcionamos.

CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Los siguientes especialistas ayudan a los químicos forenses:

Técnico de laboratorio del crimen (recaba y analiza la evidencia física). Necesita tener una licenciatura en un programa de laboratorio del crimen.

Clasificador de huellas dactilares (archiva y compara huellas dactilares). Debe tener nivel de preparatoria y estudios en una academia de policía.

Investigador privado (recaba datos relacionados con un crimen). Debe tener nivel de preparatoria y cursar un programa de capacitación como detective.

Clasificación de la materia

Los ejemplos de materia abarcan infinidad de cosas, desde granos de arroz hasta estrellas, desde una gota de agua hasta las rocas del Gran Cañón, desde una papa frita hasta un chip de computadora. Es todo lo que se encuentra a nuestro alrededor: todo es parte del mismo rompecabezas. Sabes que todas estas piezas de materia se conectan de alguna manera, exactamente como las piezas de un rompecabezas. Pero, debido a que existen tantos tipos de materia y de tamaños tan variados, ¿cómo puedes empezar a darle forma al rompecabezas de la materia?

Igual que cuando armas un rompecabezas, primero debes clasificar las piezas antes de tratar de acomodarlas. Tal vez encuentres piezas que compartan propiedades similares, como una orilla plana o el mismo color, por lo cual debes separarlas en pilas. Colocando las piezas en estas pilas pequeñas y separadas, es más fácil que veas cómo se conectan las piezas para formar la imagen completa.

Clasificación por composición Una manera muy eficaz de clasificar la materia es con base en su composición, que es el método de clasificación más difundido. Cuando examinas una pieza de un material desconocido primero te preguntas, "¿de qué está formado?" Por ejemplo la sacarosa está constituida por los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno. Este tipo de descripción es una expresión **cualitativa** de la composición. Una observación cualitativa es aquella que se puede hacer sin necesidad de una medición.

Después de un análisis cualitativo, la siguiente pregunta que te haces es: ¿cuánto hay de cada sustancia? Para la sacarosa, la respuesta a esa pregunta es que 100 g de sacarosa contienen 42.1 g de carbono, 51.4 g de oxígeno y 6.5 g de hidrógeno, lo cual es la expresión cuantitativa de su composición. Una observación **cuantitativa** es aquella que utiliza una medición. A diario haces mediciones cuantitativas cuando respondes preguntas como: ¿cuál es la temperatura?, ¿qué tan largo fue el pase?, ¿cuánto pesas? En la **figura 1.9** se ilustra una medición cuantitativa.

¿Sustancia pura o una mezcla? El modo más general de clasificar la materia con base en su composición es en términos de pureza. Aquí sólo existen dos categorías. Una muestra de materia puede ser pura —formada por un solo tipo de materia— o ser una mezcla de tipos distintos de materia. ¿Qué quiere decir que un trozo de materia es puro?

Sustancias puras La palabra *puro* a menudo se utiliza para describir cosas comunes, como en la **figura 1.10**. En química, *puro* significa que cada porción de

■ **Figura 1.9** En una examinación médica, muchas de las observaciones en un examen médico son cuantitativas. Las cantidades medidas, como la talla y el peso, se pueden comparar con las de los exámenes previos.

Figura 1.10 Los productos como el jugo de naranja a menudo se anuncian como un producto puro. Desde un punto de vista químico, no son compuestos puros, sino mezclas complejas que contienen muchas sustancias.

la materia que se analiza contiene la misma sustancia. Una **sustancia** es materia que tiene la misma composición y propiedades fijas. Además, una sustancia puede ser un elemento o un compuesto, y cualesquiera muestra de materia pura es una sustancia.

Si el azúcar que hay en una bolsa en una tienda de autoservicio es una sustancia, entonces es sacarosa pura. Cada porción de la materia de la bolsa debe tener las mismas propiedades y la misma composición fija que las demás porciones. En seguida, considera una bolsa de arena blanca seca y de elevada calidad. La arena blanca es el nombre común de una sustancia que se llama dióxido de silicio. Es blanca y cristalina como el azúcar, y al examinarla, se encuentra que cada partícula tiene la misma composición fija (53.2 por ciento de oxígeno y 46.8 por ciento de silicio). Tanto la sacarosa como la arena son sustancias, pero tienen composición y propiedades distintas.

Mezclas Imagina que mezclas arena blanca pura con sacarosa blanca pura, puede ser que no notes ninguna diferencia, pero si agregas esta mezcla a tu taza de té como se muestra en la **figura 1.11**, la historia es distinta. El sabor dulce del azúcar aún persiste, pero también los granitos de arena. Cada partícula de esta materia es distinta, así que las propiedades también son distintas. Algunas partes saben dulce, mientras que otras son arenosas y sin sabor. La composición tampoco es fija, sino que depende de cuánta arena esté mezclada con el azúcar.

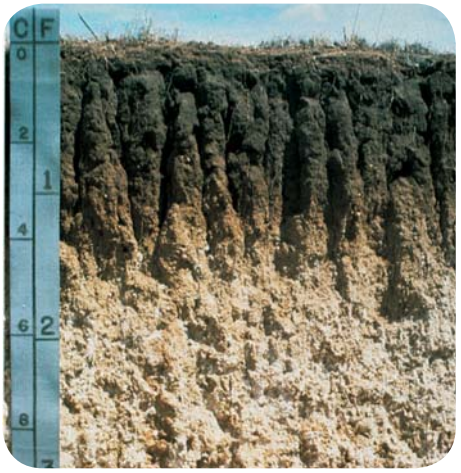
Figura 1.11 El azúcar puro es diferente de una mezcla de azúcar y arena. Cada uno de los componentes de una mezcla conserva su comportamiento. El azúcar se disuelve y endulza el té. Como la arena es insoluble, se deposita en el fondo de la taza.

Gran parte de la materia que encuentras a diario es una mezcla. Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias, en donde la identidad fundamental de cada una de ellas no cambia. En la mezcla de azúcar y arena, la arena no influye en las propiedades del azúcar, y viceversa. Ellas están en contacto una con otra. La **figura 1.12** muestra algunas mezclas comunes.

FIGURA 1.12

Mezclas

Contrariamente a las sustancias puras, las mezclas pueden tener una composición variable. Por ejemplo, dos muestras de agua de mar pueden contener diferentes cantidades de sal.



Arena, piedra pulverizada, minerales, sales y sustancias de plantas y animales descompuestos hacen una rica mezcla llamada tierra.

Este paisaje marítimo exhibe dos mezclas: el agua del mar, una mezcla de agua con muchas sales y otras sustancias solubles, y el aire, una mezcla de nitrógeno, oxígeno, vapor de agua, argón, dióxido de carbono y otros gases.

La sangre es una mezcla compleja de muchas sustancias como agua, proteínas, glucosa, grasas, aminoácidos y dióxido de carbono.

La soldadura es una aleación de estaño y plomo que usan los plomeros y electricistas para sellar juntas o conectar piezas de metal.

Química cotidiana

Eres lo que comes

Es media mañana y necesitas rápidamente algo que te dé energía, así que te comes un dulce de manzana ácida. Has consumido exactamente cuatro compuestos químicos: el azúcar fructosa para endulzar y dar energía, ácido cítrico para dar acidez, butanoato de metilo para dar sabor a manzana y colorante rojo número 2 para dar color. Un *compuesto químico* es en realidad otro nombre de "sustancia". Siempre que comes o bebes, consumes compuestos químicos que tu cuerpo necesita para tener energía, crecer y estar saludable.

¿Qué compuestos químicos se encuentran en tu cuerpo? Los porcentajes de elementos que constituyen el cuerpo humano se muestran en la **figura 1** de abajo. Sin embargo, los elementos que hay en tu cuerpo no están libres, sino en forma de compuestos. Por ejemplo, 50 y 65 por ciento de tu cuerpo es agua, un compuesto de hidrógeno y oxígeno. El carbono es el elemento más abundante en la mayoría de las moléculas de los organismos vivos, como el ADN, proteínas y carbohidratos. Por tanto, no es sorprendente que la mayoría de la masa del cuerpo humano esté constituida por carbono, hidrógeno y oxígeno.

Tu cuerpo es una fábrica compleja de compuestos químicos. Continuamente verifica si posee la cantidad correcta de cada compuesto. El cuerpo descompone el alimento que comes, y utiliza las nuevas sustancias que se forman para elaborar compuestos necesarios para el crecimiento y la salud del cuerpo. También degrada otros componentes de los alimentos para obtener la energía que necesita.

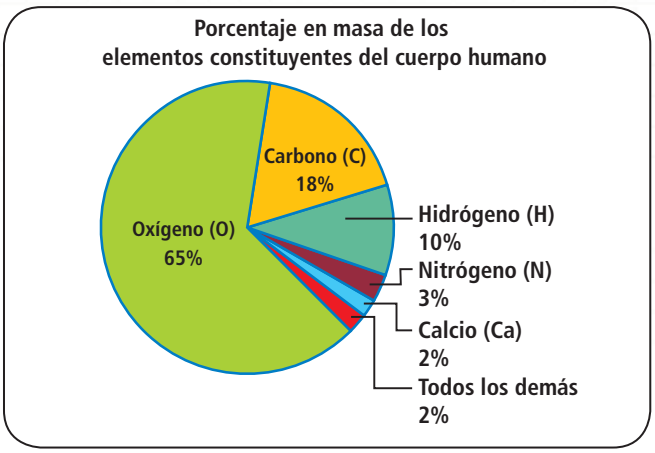


Figura 1 El cuerpo humano está compuesto por muchos elementos diferentes.

Figura 2 Los alimentos que forman parte del desayuno son una mezcla de muchos compuestos diferentes.

La química de los alimentos Puedes comenzar el día con un desayuno de melón, huevos, pan integral, leche y té, o quizás empieces el día desayunando fruta, galletas, café y jugo de naranja, como se muestra en la **figura 2**. Todos estos alimentos son mezclas de muchos compuestos distintos. Si endulzas el té con azúcar, añadirás un solo compuesto —sacarosa— a una mezcla de agua, cafeína, polifenoles (incluyendo taninos y catequinas), teobromina, teofilina, aminoácidos y otras sustancias.

Si comes huevos revueltos, estás consumiendo una mezcla de agua, ovoalbúmina, coalbúmina, ovomucoide, mucia, globulinas, aminoácidos, lipovitelina, livetina, colesterol, lecitina, lípidos (grasas), ácidos grasos, ácido butírico, ácido acético, luteína, zeaxantina y vitamina A con un poco de cloruro de sodio (sal) espolvoreado. ¿No suena sabroso?

Explorando más

1. **Analiza** ¿De qué color es el alimento quemado? ¿Qué elemento se encuentra comúnmente en ese color? ¿Qué elemento crees que tienen en común la mayoría de los alimentos?
2. **Interpreta** Investiga las diferencias que hay entre los compuestos orgánicos e inorgánicos. ¿Cuál de estos tipos constituye la mayor parte del cuerpo humano? ¿Por qué el otro tipo es importante para la vida?

QUIMILAB 2 PEQUEÑA ESCALA

COMPUESTOS QUÍMICOS EN LA COCINA

Contexto

Las propiedades químicas y físicas de una sustancia forman un tipo de huellas digitales que caracterizan a la sustancia. En este QuimiLab probarás cuatro sólidos desconocidos usando tres líquidos distintos. Las muestras desconocidas son materiales comunes que tal vez encuentres en tu cocina. Los resultados de tus pruebas te darán la información necesaria para descubrir la composición de las mezclas de dos y de tres sólidos.

Pregunta

¿Cómo puedes identificar un material al comparar sus propiedades con las de materiales conocidos?

Objetivos

- **Observar** las reacciones físicas y químicas de cuatro materiales comunes de la cocina con tres reactivos de prueba.
- **Comparar e interpretar** las reacciones de los reactivos de prueba con las cinco mezclas de dos sólidos y tres sólidos de los materiales comunes de la cocina.
- **Infiere** la composición de cada una de las cinco mezclas desconocidas al comparar sus reacciones con las de los materiales conocidos.

Preparación

Materiales

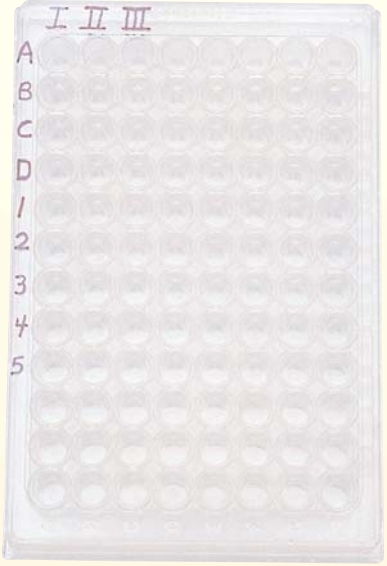
una microplaca de 96 pozos
9 tubos de ensayo
espátula
3 pipetas Pasteur
cinta adhesiva
marcador de tinta

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***No toques o pruebes ninguno de los sólidos o líquidos, aun los que crees que conoces.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Rotula cuatro tubos con las letras *A*, *B*, *C* y *D*. Marca cinco tubos del uno al cinco.
3. En los tubos rotulados con letras, coloca alrededor de 1 g de cada una de las muestras etiquetadas que te proporciona tu profesor. Éstos son los materiales comunes de la cocina.
4. En los tubos numerados, coloca aproximadamente 1 g de cada una de las muestras numeradas que te proporciona tu profesor. Éstas son las mezclas desconocidas. Si usas la misma espátula para cada material, enjuágala y sécala antes de tomar el siguiente sólido para evitar contaminar un material con otro.
5. Rotula tres columnas de la microplaca con los números *I*, *II* y *III*. Rotula nueve hileras de la microplaca con las letras *A*, *B*, *C* y *D* y los números del 1 al 5, tal como se muestra en la fotografía.



6. Coloca la microplaca sobre una hoja de papel blanco.
7. Añade una cantidad pequeña de cada material en las hileras de los tres pozos que tienen la letra o el número que corresponde con cada material.

8. Observa y anota la textura de cada uno de los nueve materiales en una tabla de datos como la que se muestra abajo.
9. Rotula las tres pipetas con los números *I*, *II* y *III*. De los recipientes de cada uno de los reactivos líquidos que te proporcionó tu profesor saca, con ayuda del bulbo de la pipeta, el líquido que corresponda con el número marcado en la pipeta.
10. Añade 3 gotas del líquido *I* a cada uno de los nueve materiales de la columna *I*.
11. Observa todos los cambios que ocurrieron y anótalos en la tabla de datos.
12. Repite los pasos 10 y 11 con el líquido *II* y luego con el líquido *III*.

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** ¿Qué propiedades y reacciones distinguen a cada uno de los cuatro sólidos de la cocina?
2. **Saca conclusiones** ¿Puedes identificar con seguridad los sólidos que están contenidos en las cinco mezclas? Si es así, anótalos y explica tus conclusiones.
3. **Infiere** Si no eres capaz de identificar con certeza los sólidos en ninguna de las mezclas, ¿qué tienen en común que los identifica? Explica tu respuesta.

Aplicación y evaluación

1. **Infiere** Dos de los cuatro sólidos originales, polvo de hornear y bicarbonato de sodio, se usan mucho para preparar buenos panes al horno. ¿Qué característica los hace útiles para este fin? ¿Cuáles sólidos muestran estas características?
2. **Explica** El polvo de hornear es una mezcla de dos o más compuestos, y reacciona con agua o cualquier otro líquido que contenga agua. El bicarbonato de sodio es un solo compuesto que reacciona con soluciones ácidas pero no con el agua. ¿Cuál de los sólidos crees que sea el polvo de hornear? Explica.

CONTINÚA INDAGANDO

Uno de los sólidos es un compuesto orgánico del que pudiste conocer algo en un curso de biología. Produce un color característico cuando se combina con yodo. ¿Qué sólido genera esta reacción? ¿Cómo se llama este compuesto? Diseña un experimento para determinar si este compuesto está presente en otros alimentos.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Sólido	Color	Textura	Reacción con el líquido I	Reacción con el líquido II	Reacción con el líquido III
A					
B					
C					
D					
1					
2					
3					
4					

Separación de mezclas en sustancias Una de las características de una mezcla es que se puede separar en sus componentes mediante procesos físicos. La palabra físico significa que el proceso no cambia la identidad química de una sustancia. ¿Cómo podrías separar una mezcla de arena y azúcar en arena pura y sacarosa pura? El medio físico más sencillo sería observar al microscopio y separar los granos de azúcar y arena con unas pinzas. Esto requeriría mucho tiempo y paciencia. Estarás en lo cierto si piensas que debe haber una manera más fácil.

La separación de las mezclas por medio de cambios físicos es una manera más fácil. Un **cambio físico** es un cambio en la materia que no implica un cambio de identidad de las sustancias individuales. La ebullición, congelación, fusión, evaporación, disolución y cristalización son ejemplos de cambios físicos. La separación de una mezcla por este medio, aprovecha las distintas propiedades físicas de las sustancias mezcladas. Las **propiedades físicas** son características que exhibe una muestra de materia sin que sufra cambio alguno de identidad. La solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, el color, la densidad, la conductividad eléctrica y el estado físico (sólido, líquido o gas), son algunos ejemplos de propiedades físicas de una porción de materia.

Observa la **figura 1.13** donde se ilustra una manera de separar una mezcla de azúcar y arena usando las diferencias que existen entre las propiedades físicas de estas dos sustancias. La separación es posible debido a la diferencia de solubilidades del azúcar y la arena. Los primeros dos pasos que se muestran en la **figura 1.13** implican la separación de la arena, que no se disuelve en agua, de la mezcla. Para separar de la mezcla el azúcar que está disuelta, se evapora el agua. El paso 4 de la **figura 1.13** muestra que sólo el azúcar permanece en el agua.

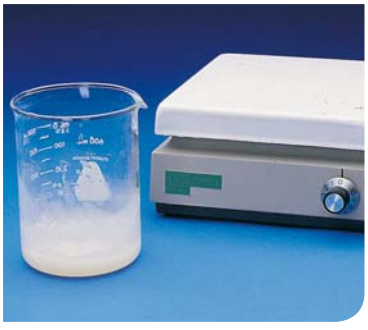
■ **Figura 1.13** Como el azúcar y la arena tienen distintas propiedades físicas, se pueden separar mediante una serie de cambios físicos.

Paso 1 Se agrega agua y se agita la mezcla. El azúcar se disuelve en el agua, no así en la arena.

Paso 2 La mezcla se hace pasar a través de un filtro que retiene la arena pero deja pasar la disolución de azúcar.

Paso 3 La disolución de azúcar se calienta para evaporar el agua.

Paso 4 Cuando se evapora toda el agua, queda el azúcar pura en el vaso. La separación es posible debido a la diferencia de solubilidades entre el azúcar y la arena.



MiniLab 1.1

Observa cómo se mezclan

50 mL + 50 mL = ? Observando algunas mezclas, como la de agua y alcohol, pueden dar resultados para la estructura de la materia.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Llena una **probeta de 100 mL** con **agua** hasta exactamente la marca de 50 mL que se ha teñido con **color vegetal**. Usa un gotero para ajustar el volumen. Mide la temperatura del agua con un **termómetro** y después retíralo. Lee y anota el volumen exacto de agua.
3. Inclina la probeta lo más que puedas sin derramar el agua y comienza a añadir **etanol** lentamente para que no se mezcle con el agua. Endereza la probeta lentamente para que añadas más alcohol.
4. Añade más alcohol con un **gotero** para ajustar el volumen final a 100 mL exactos. En este caso se supone que el etanol tiene la misma temperatura que el agua.
5. Con una **varilla de agitación** mezcla lo más rápido posible el contenido de la probeta. En seguida introduce un termómetro y lee y anota la temperatura de la mezcla.
6. Saca el termómetro y la varilla de agitación, cuidando de escurrir todo el líquido que gotea del termómetro en la probeta. Lee el volumen lo más cerca de 0.1 mL y anótalo.

Análisis

1. **Infiere** Conforme los líquidos se mezclaron, ¿se absorbió o liberó calor? ¿Cómo lo sabes?
2. **Describe** qué ocurre con el volumen de los líquidos cuando se mezclan. Sugiere una explicación para tu observación.

Tipos de mezclas A veces, cuando observas una muestra de materia es fácil decir que es una mezcla. Este tipo de mezcla se llama heterogénea. El prefijo *hetero* significa "diferente". Una mezcla de este tipo es aquella que tiene distinta composición, según desde donde se observe. Los componentes de una mezcla existen como regiones distintas, que a menudo se llaman fases. En otras palabras, puedes ver las diferentes sustancias en la mezcla. Recuerda la mezcla de arena y agua. Es una mezcla heterogénea. El jugo de naranja y la pieza de granito que se ilustran en la **figura 1.14**, son ejemplos de mezclas heterogéneas.

Vocabulario

Origen de la palabra

Heterogéneo

Viene de la palabra griega *hetero*, que significa *diferente*, y *genea*, que significa *origen*, *fuente*.

Figura 1.14 Si observas la piedra de granito, puedes ver zonas de distinto color que indican que la roca está formada de cristales de distintas sustancias.

La separación de arena y azúcar que se muestra en la **figura 1.13** se realiza gracias a una diferencia entre las propiedades físicas de las dos sustancias. El azúcar se disuelve en agua, pero no la arena. Cuando el azúcar se disuelve, las dos sustancias puras (azúcar y agua) se asocian físicamente y forman una mezcla que tiene una composición constante. Esto significa que sin importar qué parte de la mezcla se analice, siempre se obtendrá la misma combinación de agua y azúcar. Incluso, ni siquiera con un microscopio potente de luz se puede seleccionar un grano de azúcar pura o una gota de agua pura. Este tipo de mezcla se denomina mezcla homogénea. El prefijo *homo* significa "el mismo".

MiniLab 1.2

Cromatografía en papel de las tintas

¿Cómo se pueden separar los diferentes colorantes que hay en una tinta? Las tintas que contienen los marcadores son mezclas de pigmentos de diversos colores primarios. En este MiniLab, utilizarás la técnica de cromatografía para analizar la tinta de varios marcadores.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Consigue una **taza de plástico transparente** que tenga por lo menos 6 cm de altura. Corta una tira de papel **filtro para café** de unos 2.5 cm de ancho y 2.5 cm más largo que la altura de la taza.
3. Coloca la tira de papel en la taza de manera que la orilla apenas roce el fondo de la misma.
4. Atraviesa un **lápiz** en la parte superior de la tira de papel, de manera que cuando el lápiz se apoye en la taza el papel quede suspendido y la orilla inferior apenas roce el fondo.
5. Prepara varias tiras de la misma manera, una para cada tipo de tinta que vayas a analizar.
6. Usa un **marcador de tinta soluble en agua** para cada tira y dibuja en la tira una fina línea horizontal a unos 2 cm del fondo. De ser posible, incluye un marcador negro o marrón.
7. Agrega 1 cm de **agua** a la taza y suspende la primera tira en el agua. La línea del marcador debe estar arriba del nivel de agua cuando la tira quede suspendida.
8. Para disminuir la evaporación, cubre sin sellar la boca de la taza con envoltura de plástico. Observa y anota el efecto sobre la línea de la marca cuando el agua suba por el papel.

9. Saca la tira de la taza o del vaso cuando el nivel del agua haya subido justo por abajo del lápiz. Coloca la tira en una toalla de papel para que seque.
10. Repite los pasos 6 al 9 con cada una de las tiras.

Análisis

1. **Examina** La acción capilar es el movimiento de un líquido hacia arriba a través de pequeños poros que tienen algunos materiales. ¿Notaste alguna evidencia de la acción capilar en este MiniLab?
2. **Analiza** ¿Tu evidencia indica que alguna de las tintas para marcar está formada por más de un pigmento?
3. **Identifica** ¿Qué colores había en el recipiente con el mayor número de pigmentos?

Tabla 1.1 Algunas aleaciones comunes

Nombre de la aleación	Composición como porcentaje en masa	Usos
Acero inoxidable	Hierro (Fe) 73-79% Cromo (Cr) 14-18% Níquel (Ni) 7-9%	Utensilios de cocina, cuchillos, cubiertas inoxidables
Bronce	Cobre (Cu) 70-95% Zinc (Zn) 1-25% Estaño (Sn) 1-18%	Esculturas, películas
Latón	Cobre (Cu) 50-80% Zinc (Zn) 20-50%	Plateado, adornos
Platería	Plata (Ag) 92.5% Cobre (Cu) 7.5%	Joyería, vajillas
Oro de 14 kilates	Oro (Au) 58% Plata (Ag) 14-28% Cobre (Cu) 14-28%	Joyería
Oro blanco de 18 kilates	Oro (Au) 75% Plata (Ag) 12.5% Cobre (Cu) 12.5%	Joyería
Soldadura (para electrónica)	Estaño (Sn) 63% Plomo (Pb) 37%	Conexiones eléctricas

Las mezclas homogéneas son por completo homogéneas. A una mezcla homogénea también se le llama **solución**. Aunque las soluciones pueden parecer sustancias puras, su composición puede variar. Por ejemplo, puedes endulzar mucho tu té disolviendo bastante azúcar, o hacerlo menos dulce si le agregas muy poca azúcar.

Cuando escuchas la palabra solución, posiblemente piensas en algo que se disuelve en agua, pero las soluciones líquidas no necesariamente deben tener agua. La gasolina es una solución líquida de varias sustancias, pero no contiene agua. Algunas soluciones son gases. El aire, por ejemplo, es una mezcla homogénea de varios gases. Algunas soluciones son sólidas. Las **aleaciones**, que contienen diferentes metales y a veces sustancias no metálicas. El acero, por ejemplo, es un término general para describir varias mezclas homogéneas de hierro y sustancias como carbono, cromo, manganeso, níquel y molibdeno. Como el oro puro es blando y se dobla con facilidad, casi toda la joyería de oro se hace con una aleación de oro con plata y cobre, en lugar de oro puro. En la **tabla 1.1** se indican algunas aleaciones comunes y su composición.

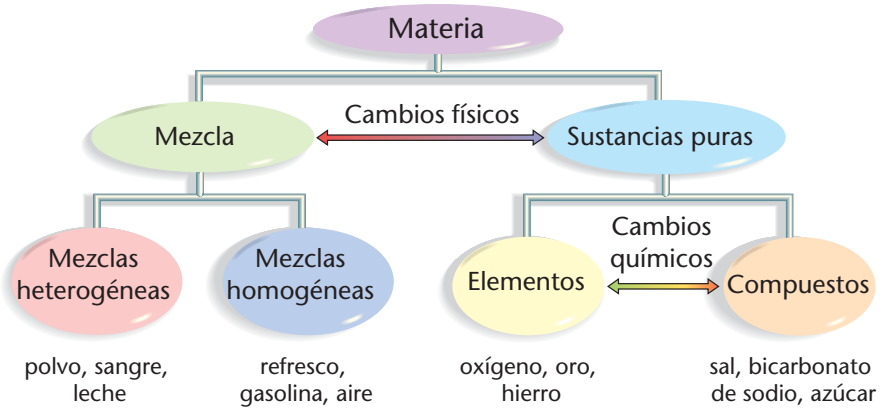
Cuando disuelves azúcar en agua, el azúcar es el **soluto**, es decir, la sustancia que se disuelve. La sustancia que disuelve al soluto, en este caso agua, es el **disolvente**. Cuando el disolvente es agua, la solución se llama **solución acuosa**. Muchas de las soluciones con las que te encuentras son acuosas, como por ejemplo los refrescos, el té, la solución para limpiar lentes de contacto y otros líquidos para limpieza. Además, la mayoría de los procesos de la vida suceden en soluciones acuosas.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Homogéneo

Viene de la palabra griega *homo* que significa *lo mismo*, y *genea*, que significa *origen*, *fuente*.



■ **Figura 1.15** El diagrama muestra una manera de clasificar la materia, las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas y a menudo se pueden separar en sustancias puras por medio de cambios físicos. También puedes ver que la materia pura puede ser elementos o compuestoss

Examina ***¿En qué lugar de este diagrama clasificarías al aluminio? ¿Y a la pizza?***

Sustancias: materia pura

La química del mundo real es sobre todo la química de las mezclas, toda la materia está compuesta de sustancias. Cava un agujero, compra algo en una tienda de comestibles, escoge una manzana de un árbol, o respira profundo. El material que perforas, compras, escoges o inhalas es una mezcla. Sin embargo, el comportamiento de las mezclas se basa en la composición, estructura y comportamiento de las sustancias puras que las constituyen. En la **figura 1.15** se resume la clasificación de la materia desde el punto de vista químico.

Los elementos: los bloques de construcción Si clasificas una pieza de materia desconocida como pura, quiere decir que la materia está hecha de una sola sustancia. Sin embargo, existen dos tipos de sustancias ilustradas en la **figura 1.15**. Un tipo de sustancia pura se puede degradar en otras más simples. A este tipo de sustancia se le llama compuesto. Otro tipo de sustancia no se puede separar en sustancias más simples, por lo cual se le llama elemento. Los **elementos** son la forma más simple de materia. En la **figura 1.16** se muestran dos ejemplos de elementos.

■ **Figura 1.16** Tanto el oro como los diamantes son ejemplos de elementos. Los diamantes son una forma de carbono puro.

MiniLab 1.3

Haz una aleación

¿Qué ocurre cuando reaccionan zinc y una moneda de cobre? Los antiguos alquimistas trataron sin éxito de convertir metales comunes en oro. Los alquimistas no fueron los primeros químicos, pero su conocimiento empírico de los elementos y compuestos contribuyó al trabajo de los primeros químicos verdaderos. Como los alquimistas, tú tampoco puedes convertir cobre en oro, pero, al hacer reaccionar el cobre de un centavo con zinc en ciertas condiciones, puedes crear una aleación de dos metales muy interesante.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Limpia un **centavo** de dólar estadounidense que se haya acuñado antes de 1982 con **estopa de acero** o una **goma** para borrar.
3. Coloca 1 g de **zinc granulado** en una **cápsula de porcelana**. Añade 20 mL de **solución de cloruro de zinc ($ZnCl_2$) 1*M***. Con unas **pinzas** coloca el centavo en la cápsula y haz evaporar la mezcla en una **parrilla de calentamiento**.
4. Calienta la mezcla hasta que empiece a hervir, lo cual toma unos dos minutos. Agítala con cuidado usando las pinzas y voltea el centavo. Continúa calentando la mezcla y agítala suavemente hasta que la moneda se cubra con zinc y se torne de color gris. Esto toma menos de un minuto.
5. Saca el centavo del líquido con unas pinzas. Enjuágalo en un vaso con agua fría y sécalo con una **toalla de papel**.
6. Sujeta el centavo con las pinzas y caliéntalo ligeramente en la zona más fría de la llama de un **mechero Bunsen** hasta que cambie de color. Anota tus observaciones.
7. Sigue calentando la moneda por dos o tres segundos más y sumérgela de inmediato en un **vaso** con **agua fría**.
8. Mantén el centavo sumergido en el vaso con agua aproximadamente un minuto. Después de enfriar el centavo por un minuto, sácalo del agua y sécalo. Anota tus observaciones finales.

Análisis

1. **Evalúa** ¿La evidencia indica que has formado una aleación de cobre y zinc? Explica.
2. **Determina** ¿Cuál es la posible aleación?
3. **Infiere** ¿Qué supones que verías si partieras el centavo a la mitad y examinaras el borde del corte con un microscopio potente?

Los químicos conocen millones de sustancias pero tan sólo 117 son elementos. Estos 117 elementos se combinan entre sí para formar los millones de compuestos conocidos. Por esta razón, se dice que los elementos químicos son los bloques de construcción de la materia. Toda la materia del universo está compuesta de elementos: los compuestos se forman a partir de elementos y las mezclas se forman de elementos y compuestos.

De los 117 elementos conocidos, sólo cerca de 92 se encuentran en forma natural en la Tierra. El cobre, el oxígeno y el oro son ejemplos de elementos que se encuentran de manera natural. Los demás se han sintetizado mediante experimentos de alta energía nuclear y casi siempre en cantidades muy pequeñas. Menos de la mitad de los 92 elementos naturales se encuentra en abundancia suficiente para jugar un papel significativo en la química de la materia cotidiana.

En virtud de que gran parte de la materia está constituida por un número relativamente pequeño de bloques de construcción, el rompecabezas de la materia se simplifica. Por otra parte, la observación de que tal número de piezas origina una variedad de compuestos, significa que los elementos deben combinarse entre sí de incontables maneras.

Conexión con la Literatura

Julio Verne y sus icebergs

Te encuentras dentro de un submarino que está sumergido en el agua en un campo de icebergs en la Antártida. Cuando estás dormido en tu litera, te despierta una violenta sacudida que te lanza al centro del camarote. A juzgar por la situación, te das cuenta de que el submarino se ha ladeado. Esto es lo que le sucede al profesor Pierre Aronnax cuando se encuentra a bordo del *Nautilus*, del capitán Nemo, en la novela de ciencia ficción de Julio Verne, *20 000 leguas de viaje submarino*.

¿Cómo explica el accidente Julio Verne? En el libro de Verne, publicado en 1869, el capitán Nemo explica que una montaña de hielo flotante, llamada iceberg, que se muestra en la **figura 1**, se ha volteado. Cuando un iceberg es socavado en su base por agua más caliente o por una serie de choques, su centro de gravedad se eleva y se voltea por completo. Cuando la base del iceberg se volteaba golpeó al *Nautilus*, luego se deslizó bajo su casco, y lo elevó hasta una cama de nieve, donde quedó recostado.

¿Qué conceptos están implicados? La densidad y el centro de gravedad del iceberg que se muestra en la **figura 1**, se encargaron del accidente. El agua es la única sustancia común que se expande cuando se congela. Esto se debe a que las moléculas de agua se acomodan menos eficientemente, con respecto al volumen, cuando el agua se congela. El iceberg flota porque el agua dulce congelada (densidad de 0.9 g/mL), de la que está formado el iceberg, es menos densa que el agua salada (densidad alrededor de 1.025 g/mL). Un iceberg flota en el agua de mar porque su densidad es menor que la del agua salada. No obstante, su densidad no es mucho menor que la del agua salada, así que sólo 15 por ciento de su masa emerge sobre la superficie del agua.

El centro de gravedad de una masa es el punto en el cual parece concentrarse todo el peso de un objeto. Mientras más alto esté ubicado el centro de gravedad de un objeto, éste será menos estable. Si algo le sucede a la base de un iceberg, de manera que su centro de gravedad se eleve sobre la superficie del agua, el iceberg se volteará.

Figura 1 Icebergs flotando debido a que son menos densos que el agua de mar.

El centro de gravedad de un iceberg cambia cuando se le desprenden grandes fragmentos de hielo, lo que puede ser provocado por el agua que se congela en las cuarteaduras, la vibración producida por el agua o las vibraciones estruendosas que producen otros icebergs cuando se resquebrajan. Cuando un iceberg se vuelve inestable, cualquier pequeño movimiento puede ocasionar que se vuelque.

El capitán Nemo entendía los conceptos de densidad y centro de gravedad. Utilizó estos conceptos para guiarse en las decisiones que tomó durante la determinación de la mejor ruta de escape para el *Nautilus* y su tripulación, cuando quedaron atrapados en un campo de hielo en la Antártida, después del accidente con el iceberg. El concepto de densidad es de extrema importancia cuando se navega el océano en submarinos, especialmente si hay icebergs.

Conexión con la Química

1. **Adquiere información** Busca las diferencias que existen entre los icebergs del hemisferio norte y los del hemisferio sur.
2. **Aplicaciones** Si un iceberg flotara en agua dulce en lugar de agua salada, ¿habría mayor o menor cantidad de su masa arriba de la superficie del agua? Explica esta situación.

■ **Figura 1.17** Esta fotografía muestra un monumento en San Petersburgo, Rusia, que exhibe una versión inicial de la tabla periódica. Aunque el alfabeto ruso es muy diferente que el que se usa en español, resulta sencillo reconocer los símbolos de los elementos químicos. Los símbolos de los elementos químicos son un lenguaje universal mediante el cual los químicos de todo el mundo se pueden comunicar.

Organización de los elementos En tu salón de clases tal vez haya un gran cuadro colgado en la pared que tiene por título *Tabla periódica de los elementos*. Esta tabla será la herramienta que usarás más en tu curso de química. En las páginas 90-91 y en el interior de la cubierta posterior de este texto, encontrarás impresa una tabla semejante. La tabla periódica organiza los elementos de tal modo que proporciona una gran riqueza de información química, mucho más de lo que en este momento es evidente para ti.

Todos los elementos de la tabla periódica que tienen nombre, están representados por un símbolo de una o dos letras. En la **figura 1.17** se muestran los símbolos químicos de los elementos y fotografías de muestras de muchos elementos que existen en forma natural. Así como es más fácil y rápido escribir EUA en lugar de *Estados Unidos de América*, es más fácil escribir *Al* que la palabra *aluminio*. Como puedes ver, el símbolo del aluminio se toma directamente del nombre del elemento, pero algunos de ellos tienen símbolos que no corresponden con su nombre en español. De hecho, es frecuente que los símbolos de los elementos deriven de sus nombres en latín. En la **tabla 1.2** se dan algunos ejemplos.

Tabla 1.2 **Algunos símbolos químicos históricos**

Elemento	Símbolo	Origen	Idioma
Antimonio	Sb	stibium	Latín
Cobre	Cu	cuprum	Latín
Oro	Au	aurum	Latín
Hierro	Fe	ferrum	Latín
Plomo	Pb	plumbum	Latín
Potasio	K	kalium	Latín
Plata	Ag	argentum	Latín
Sodio	Na	natrium	Latín
Estaño	Sn	stannum	Latín
Tungsteno	W	wolfram	Alemán

MiniLab 1.4

Analiza un cereal

¿Qué hace esta cosa en mi cereal? Los cereales para el desayuno se suplementan a menudo con elementos y compuestos para aumentar su valor nutritivo. En este MiniLab probarás que un cereal común tiene uno de estos aditivos.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Pega un pequeño **imán** a un **lápiz** en el extremo del borrador.
3. Introduce una muestra de un **cereal** seco que se expende en una **bolsa de plástico**.
4. Muele el cereal con un **rodillo** u otro objeto pesado.
5. Vierte el cereal molido en un **vaso de precipitados** y cúbrelo con **agua**.
6. Agita la mezcla de cereal y agua por unos diez minutos con tu agitador magnético de lápiz. Agita lenta y suavemente en el minuto final.
7. Retira el imán del cereal y examínalo con cuidado. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Determina** La sustancia que atrajo tu imán es un elemento común. ¿Cuál es?
2. **Infiere** ¿Para qué crees que se añade este elemento al cereal?

Compuestos Ya aprendiste que un compuesto es una sustancia pura que se puede separar en elementos. Una definición más completa es: un **compuesto** es una combinación química de dos o más elementos distintos combinados en proporción fija. Por ejemplo, el agua siempre contiene 11.2 por ciento en masa de hidrógeno y 88.8 por ciento en masa de oxígeno. No importa si la muestra viene de un grifo, un iceberg, un río o de un charco de lluvia. Una vez que aísles el agua de otras sustancias de la muestra, podrás encontrar que cualquier muestra de agua contiene exactamente la misma proporción de hidrógeno y de oxígeno. Cada compuesto tiene su propia composición fija, la cual genera un conjunto de propiedades físicas y químicas particulares. Las propiedades del compuesto son distintas de las propiedades de los elementos que lo forman, lo cual se ilustra en la **figura 1.18**.

La plata elemental es un metal sólido.

El bromo elemental es un líquido rojo tóxico.

El bromuro de plata, un compuesto hecho de plata y bromo, es un sólido cristalino que se utiliza en papel fotográfico y papel para imprimir.

Figura 1.18 Los elementos que forman un compuesto son químicamente combinados para formar una sustancia nueva, con una unidad única de propiedades. Las propiedades físicas y químicas del bromuro de plata son únicas, y su composición es siempre 57.45 por ciento de plata y 42.55 por ciento de bromo.

Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos

Si observas con cuidado el anaquel de vitaminas en una farmacia, verás que algunas botellas tienen un rótulo que dice *completamente natural*. Casi todas estas vitaminas se extraen de fuentes vegetales o animales. ¿Las vitaminas, los fármacos y otras sustancias naturales son mejores que las purificadas o las sintéticas que producen las compañías farmacéuticas? Tal vez esto te pueda ayudar a decidir.

La aspirina: un fármaco sintético común Cuando tienes dolor de cabeza, ¿prefieres beber una taza de corteza de sauce o tomar dos aspirinas? Los ingredientes activos de los dos remedios tienen estructuras químicas semejantes y los dos son eficaces contra el dolor de cabeza, pero el ácido salicílico, el compuesto químico de la corteza del sauce, produce varios efectos colaterales dañinos, como dolor de estómago, por ejemplo. Con la aspirina ocurre lo mismo, pero es un analgésico más eficaz y se puede tomar en dosis más bajas. La corteza del sauce contiene además otras sustancias químicas. Después de años de investigación, los científicos produjeron aspirina en el laboratorio a partir de ácido salicílico y anhídrido acético. La aspirina contiene un solo ingrediente activo, el ácido acetilsalicílico. La aspirina no es tan sólo una sustancia pura, sino que su estructura es distinta y no produce el dolor de estómago tan agudo que provoca el ácido salicílico.

Desarrollo de nuevos fármacos ¿Qué sucede cuando un compuesto químico que se descubre en la naturaleza puede ser un tratamiento potencial o curar una enfermedad? Los científicos utilizan el siguiente procedimiento para elaborar fármacos seguros y eficaces:

1. aislar y purificar el fármaco,
2. determinar su composición y estructura,
3. investigar cómo sintetizarlo,
4. buscar una manera fácil y económica de producirlo en grandes cantidades,
5. tratar de cambiar la composición y estructura del compuesto original para mejorar el modelo de la naturaleza.

Taxol: un nuevo fármaco para el cáncer Los científicos descubrieron que el taxol, una sustancia química que se encuentra en la corteza del árbol del tejo del Pacífico, como se muestra en la **figura 1**, disminuye el tamaño de los tumores cancerosos de ovarios y mamas en 30 por ciento de los pacientes que no mejoran con otros tratamientos. Sin embargo, a los científicos les preocupaba que la demanda del fármaco pudiera destruir la población de árboles del tejo, por lo cual comenzaron a buscar otras fuentes de taxol. Los investigadores Andrea y Donald Stierle descubrieron un hongo que crece en el tejo y que produce taxol. Otros descubrieron que las agujas del tejo europeo contienen un compuesto químico semejante al taxol.

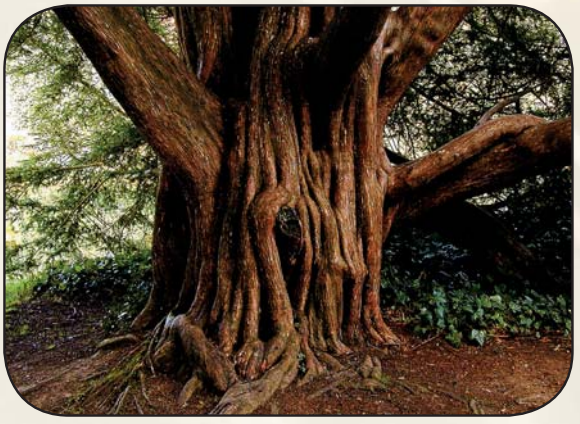


Figura 1 La corteza del teco del Pacífico contiene un compuesto químico que sirve para combatir el cáncer.

Los químicos intentaron descifrar la estructura del taxol, y en 1994 lograron obtener taxol puro en el laboratorio. Tal vez te preguntes cuál taxol es mejor: el purificado naturalmente o el sintético. En realidad, la estructura química y la pureza de ambos es idéntica; sin embargo, el hecho de que se pueda sintetizar taxol es una gran ventaja porque las compañías farmacéuticas pueden producirlo a menor costo y quizá modificar su estructura para aumentar su eficacia.

ANÁLISIS del tema

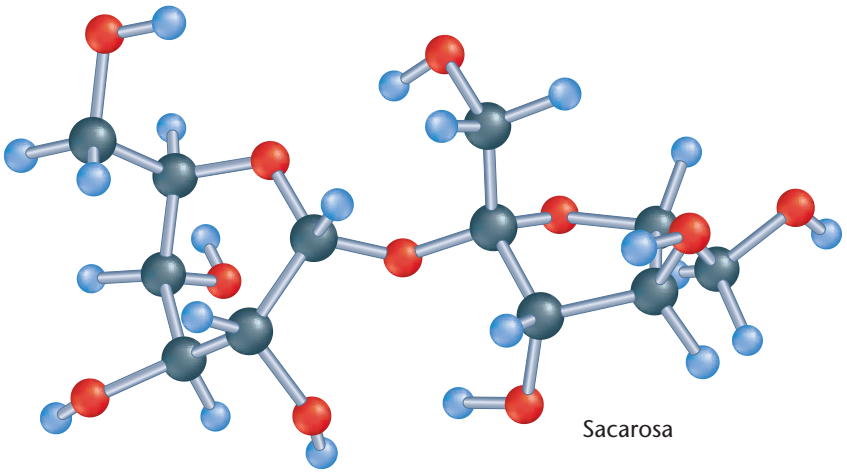
1. **Adquiere información** Investiga por qué a los científicos les preocupaba que el uso del taxol pudiera ser una amenaza para el árbol del tejo del Pacífico y si el riesgo aún es preocupante.
2. **Investiga** ¿En qué se parecen las estructuras del ácido salicílico y del ácido acetilsalicílico (aspirina)? ¿En qué difieren?
3. **Discusión** Analiza los pro y los contra del uso de las yerbas medicinales, de los fármacos naturales purificados y de los fármacos sintéticos.

Tabla 1.3 **Algunos compuestos comunes**

Nombre del compuesto	Fórmula	Usos
Acetaminofén	$C_8H_9NO_2$	Analgésico
Ácido acético	CH_3OOOH	Ingrediente del vinagre
Amoniaco	NH_3	Fertilizantes, limpiadores domésticos cuando está disuelto en agua
Ácido ascórbico	$C_6H_8O_6$	Vitamina C
Aspartame	$C_{14}H_{18}N_2O_5$	Edulcorante artificial
Ácido acetilsalicílico	$C_9H_8O_4$	Analgésico
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	Para cocinar
Butano	C_4H_{10}	Combustible de encendedores
Cafeína	$C_8H_{10}N_4O_2$	Estimulante del café, té y algunas bebidas
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Antiácido
Dióxido de carbono	CO_2	Para carbonatar bebidas gaseosas
Etanol	C_2H_5OH	Desinfectante, bebidas alcohólicas
Etilenglicol	$C_2H_6O_2$	Anticongelante
Ácido clorhídrico	HCl	Llamado ácido muriático, limpia morteros para los tabiques
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Antiácido
Metano	CH_4	Gas natural, combustible
Ácido fosfórico	H_3PO_4	Saborizante de bebidas
Tartrato de potasio	$K_2C_4H_4O_6$	Crema tártara, para cocinar
Propano	C_3H_8	Combustible para cocinar
Hidróxido de sodio	$NaOH$	Limpieza de cañerías
Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Edulcorante
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácido de las baterías
Agua	H_2O	Para lavar, cocinar, limpiar

Se conocen más de 10 millones de compuestos y su número va en aumento. En la **tabla 1.3** se presentan algunos compuestos comunes. Algunos compuestos nuevos se han descubierto y aislado de fuentes químicas naturales, como plantas y colonias de bacterias. Los compuestos también se sintetizan en laboratorios, donde se analizan sus diversas aplicaciones, que van desde la medicina hasta la manufactura de diversos productos o artículos.

Como el abastecimiento de químicos eficaces obtenidos de fuentes naturales casi siempre es escaso, los científicos trabajan para sintetizar estos compuestos en el laboratorio. El esfuerzo para sintetizar taxol, un compuesto anticanceroso que se encuentra en la corteza del árbol del tejo del Pacífico, es un ejemplo de la forma en que la naturaleza muchas veces lleva la delantera en la síntesis de un compuesto. Si el taxol se logra hacer en el laboratorio, los ingenieros químicos buscarán la manera de producirlo a escala industrial.



■ **Figura 1.19** El azúcar de mesa, o azúcar común, es un compuesto que los químicos llaman sacarosa. En el modelo de la sacarosa que se muestra arriba, las esferas grises representan átomos de carbono, las azules representan átomos de hidrógeno, y las rojas representan átomos de oxígeno.

Verifica ***que el modelo contiene 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de oxígeno.***

Fórmulas de los compuestos La segunda columna de la **tabla 1.3** proporciona las fórmulas químicas de los compuestos señalados. Una **fórmula** es una combinación de símbolos químicos que indica el tipo de elementos que forman al compuesto y el número de átomos que tiene cada uno de ellos. Por ejemplo, la fórmula química del compuesto sacarosa es $C_{12}H_{22}O_{11}$. La fórmula te dice, de manera concisa, que la sacarosa contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. También te indica que una molécula, la unidad mínima de la sacarosa, contiene 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de oxígeno. La **figura 1.19** muestra una imagen submicroscópica de la sacarosa.

Las fórmulas son una forma breve de describir un panorama submicroscópico de un compuesto. En los siguientes capítulos conocerás más acerca de los compuestos y por qué se combinan los elementos para formarlos, y también aprenderás a determinar las fórmulas de muchos de ellos.

Sección 1.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Los químicos estudian la materia.
- Las observaciones macroscópicas son un reflejo de la estructura submicroscópica de la materia.
- Las mezclas pueden ser homogéneas (soluciones) o heterogéneas.
- Las sustancias se clasifican en elementos o compuestos. Los elementos son los bloques de construcción de toda la materia.

1. GRAN Idea ¿Con cuál de las tres características de la materia está relacionada la química?
2. **Compara y contrasta** una mezcla con una sustancia pura.
3. **Contrasta** ¿Por qué un compuesto es distinto de una mezcla?
4. **Aplica** El elemento oxígeno es un gas que constituye cerca de 20 por ciento de la atmósfera de la Tierra. También es el elemento más abundante de la corteza terrestre, y sin embargo, ésta no es un gas. Explica esta aparente contradicción.
5. **Explica** La materia se puede subdividir en elementos, compuestos y mezclas homogéneas y heterogéneas. Describe un material que se halle en la alacena que corresponda a cada una de estas categorías.

Sección 1.2

Objetivos

- **Distinguir** entre propiedades físicas y químicas.
- **Comparar** los cambios físicos y químicos.
- **Aplicar** la ley de la conservación de la materia a los cambios químicos.

Revisión de vocabulario

materia: cualquier cosa que ocupa un espacio y tiene volumen

Vocabulario nuevo

volátil
densidad
propiedad química
cambio químico
reacción química
ley de la conservación de la masa
energía
exotérmico
endotérmico

Propiedades y cambios de la materia

Idea PRINCIPAL **La materia puede experimentar cambios físicos y químicos.**

Vínculo con el mundo real Cuando el camión que recoge los desechos y la basura llega al vertedero de basura para vaciar su contenido, tú sabes que está descargando todos los desperdicios de la vida moderna. Cada objeto de la basura tuvo su propio viaje desde que se convirtió de materia prima a producto y luego a basura. Gracias al reciclado, algunos objetos también podrán continuar usándose; todo depende de las propiedades de la materia de la que esté hecha la basura.

Propiedades físicas

Las propiedades físicas son aquellas que no involucran cambios de la composición. Muchas propiedades físicas son descripciones cualitativas de la materia, por ejemplo: *La solución es azul, el sólido es duro, el líquido hierve a una temperatura baja, etcétera*. Otras propiedades físicas son cuantitativas, lo cual indica que se pueden medir con un instrumento. Algunos ejemplos son: *un cubo de hielo funde a 0°C, el hierro tiene una densidad de 7.86 g/mL o una masa de 35.7 g de cloruro de sodio se disuelve en 100 mL de agua.*

La **figura 1.20** ilustra una propiedad física del cloruro de sodio (sal de mesa). Cuando se añade sal de mesa al agua, ocurre un cambio físico gracias al cual la sal deja de poderse ver. Sin embargo, si probases el agua salada, sabrías que la sal está ahí. Cuando el agua se evapora, se formarán cristales de sal que quedarán en el recipiente.

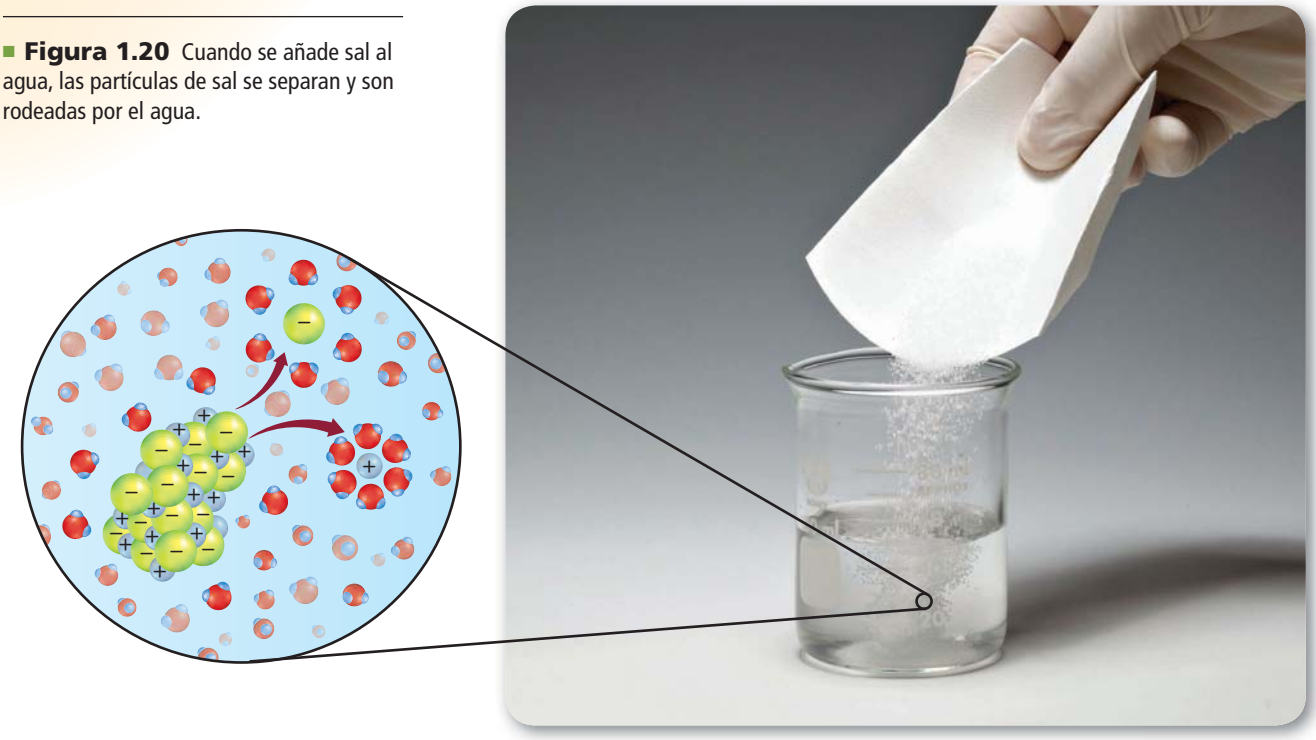


Figura 1.20 Cuando se añade sal al agua, las partículas de sal se separan y son rodeadas por el agua.

■ **Figura 1.21** Cuando se congela y se derrite a la misma temperatura, ambas fases del agua, sólido y líquido, pueden ser presentadas cuando la temperatura es exactamente de 0°C.

Estados de la materia Toda la materia existe en uno de tres estados físicos: sólido, líquido o gaseoso. Un cuarto estado de la materia, denominado plasma, es menos conocido. En el capítulo 10 aprenderás algo acerca de él. El estado físico de una sustancia depende de su temperatura. Sabes que si pones agua líquida en un congelador, se transforma en agua sólida (hielo), y si calientas agua líquida a 100°C en una tetera, hierve y se transforma en agua gaseosa (vapor). Sin embargo, cuando nos referimos al estado físico de una sustancia por lo general queremos significar el estado en que se encuentra a la temperatura ambiente (20 a 25°C). A temperatura ambiente, el estado físico del agua es líquido, la sal es un sólido y el oxígeno es un gas.

Cambios de estado Una propiedad física muy relacionada con el estado físico de una sustancia es la temperatura a la cual cambia de uno a otro estado. Por ejemplo, el agua se congela (y se funde) a 0°C. La sal (NaCl) se funde (y se congela) a una temperatura mucho mayor, 804°C, mientras que el oxígeno (O_2) se congela (y se funde) a temperatura mucho menor, –218°C. El punto de fusión y el punto de congelación de una sustancia se encuentran a la misma temperatura, como puedes ver en la **figura 1.21**, donde se muestran agua y hielo a 0°C. El empleo de la palabra *congelación* o *fusión* depende de cómo encontremos habitualmente a la sustancia. El agua hierve a 100°C, pero también se condensa de gas a líquido a la misma temperatura. Por consiguiente, el punto de ebullición y el de condensación de cada sustancia están a la misma temperatura.

Los cambios de estado son ejemplos de cambios físicos porque no cambia la identidad de la sustancia. El hielo se puede fundir nuevamente y convertirse en agua, mientras el vapor se condensa en una superficie fría y también se licua. Algunas sustancias se describen como **volátiles**, es decir, que a temperatura ambiente se transforman con facilidad en un gas. El alcohol y la gasolina son más volátiles que el agua. La sustancia naftaleno, que se usa en bolitas para combatir la polilla, es un ejemplo de una sustancia sólida volátil. Cuando estás en una habitación, puedes percibir el olor del alcohol, la gasolina y las bolitas de naftalina si abres recipientes que contienen estas sustancias, ya que las moléculas del líquido o del sólido se transforman en moléculas de gas y se diseminan por el aire.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

LABORATORIO EN CASA
Revisa la página 868 para realizar una **comparación de líquidos congelados**

■ **Figura 1.22** La densidad compara las masas de volúmenes iguales. Las cajas tienen el mismo volumen. Puedes suponer que la densidad en estos ejemplos es masa/caja o g/caja. Pero las unidades usuales son g/mL.

Infiere ***¿Qué tendrías que hacer para que la masa de las piedras sea igual a la masa de las pelotas de esponja de la imagen: aumentar o disminuir su volumen?***

Las pelotas de espuma plástica que caben en la caja tienen una masa mucho más pequeña que las piedras que se necesitan para llenar la caja.

En las piedras, la materia está empacada de una forma más densa que como está en la espuma plástica.

Tabla 1.4 **Densidad de algunos materiales comunes**

Material	Densidad, g/mL
Agua (4.0°C)	1.000
Hielo (0°C)	0.917
Helio (25°C)	0.000164
Aire (25°C)	0.00119
Aluminio	2.70
Plomo	11.34
Oro	19.31
Corcho	0.22-0.26
Azúcar	1.59
Madera balsa	0.12

Densidad La densidad es otra propiedad física de la materia. Piensa en dos cajas idénticas, una llena con pelotas de esponja de estireno y la otra con piedras. Si levantas ambas cajas, como en la **figura 1.22**, dirías que la caja de pelotas es ligera y la de las piedras es pesada. Las pelotas ocupan un cierto espacio o volumen (la caja), pero tienen poca masa debido a la estructura particular de la esponja de estireno. Las piedras ocupan el mismo volumen (la caja), pero tienen más masa por la estructura peculiar de la piedra. La estructura de la piedra empaca más masa en un volumen que la estructura de la esponja de estireno. Cuando comparas la masa de la caja de esponja de estireno con la masa de una caja idéntica de piedras, observas las distintas densidades de las dos sustancias. La **densidad** es la cantidad de materia (masa) contenida en una unidad de volumen. La esponja de estireno tiene baja densidad o poca masa por unidad de volumen, mientras que las piedras tienen mayor densidad o mayor masa por unidad de volumen.

En la ciencia, la densidad de los sólidos y de los líquidos se mide comúnmente en unidades de gramos (masa) por mililitro (volumen), o g/mL. En la **tabla 1.4** se indica la densidad de algunos materiales comunes.

Para encontrar la densidad de un trozo de materia, es necesario medir su masa y su volumen. En la **figura 1.23** se ilustra una técnica para medir estas cantidades. Este método se puede usar para cualquier objeto que pese más que el agua y no se disuelva en ella.

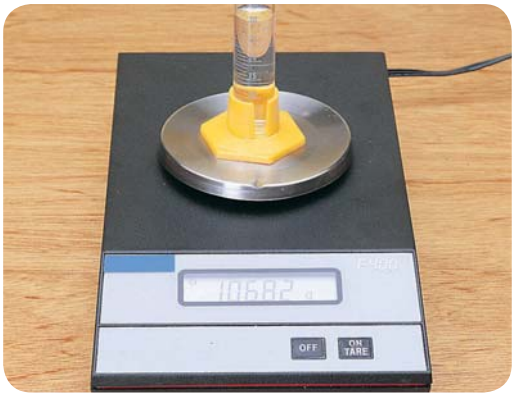
Figura 1.23

Determinando la densidad

Aquí se muestra una manera de determinar la densidad de un sólido, así como el plomo, mediante desplazamiento.

1. Inicia con una cantidad conocida de agua en una probeta.
Añade agua a la probeta. Lee el volumen exacto, 30.0 mL, con la parte inferior del menisco.

2. Mide la masa de la probeta con agua.
La masa de la probeta con agua es de 106.82 g.



3. Añade con cuidado una masa de plomo a la probeta. Mide de nuevo la masa de la probeta con agua y la masa de plomo (155.83 g).
Resta la masa de la probeta con agua de la masa de la probeta con agua + plomo para determinar la masa de plomo.

La masa de plomo = 155.83 g – 106.82 g = 49.01 g

4. Mide el volumen de todo el material dentro de la probeta (34.5 mL).
Resta el volumen del agua del volumen del agua + plomo para determinar el volumen del plomo mediante la técnica de desplazamiento.

El volumen del plomo = 34.5 mL – 30.0 mL = 4.5 mL.

La densidad del plomo es igual a la masa del plomo dividida entre el volumen del plomo.

$$\text{Densidad} = \frac{49.01\ \text{g}}{4.5\ \text{mL}} = 11\ \text{g/mL}$$

Calcula ***Si 9.72 g de un metal desconocido desplazan 3.6 mL de agua, ¿cuál es su densidad?***

QUIMILAB 3

LA COMPOSICIÓN DE LOS CENTAVOS

Contexto

Hasta 1959, los centavos estadounidenses se acuñaban con cobre y zinc, pero más tarde la proporción entre ambos cambió debido al incremento del precio del cobre. El cobre y el zinc son elementos metálicos y comparten muchas propiedades físicas, pero tienen diferente densidad. El cobre puro tiene una densidad de 9.0 g/mL, mientras que la del zinc puro es de 7.1 g/mL. Al medir la densidad de los centavos de distintos años, se pueden determinar los cambios en la composición de estas monedas.

Pregunta

¿Cuál es la composición aproximada de los centavos que tienen diversas fechas de acuñamiento?

Objetivos

- **Medir** la masa y el volumen de los centavos y determinar su densidad.
- **Interpretar** los datos de los compañeros de clase para determinar, de manera aproximada, cuándo cambió la composición de los centavos.

Medidas de seguridad

Preparación

Materiales

Cinco centavos de varias fechas de emisión balanza con sensibilidad hasta 0.01 g.
Probeta graduada de 50 mL con graduaciones de 1 mL.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Anota la fecha de emisión de cada centavo en una tabla como la que se muestra en la página siguiente.
3. Pesa cada centavo y anota la masa hasta una exactitud de 0.01 g.
4. Vierte agua del grifo en la probeta hasta que se llene aproximadamente hasta la mitad. Lee y anota el volumen con una exactitud cercana a 0.1 mL.
5. Agrega cinco centavos a la probeta cuidando de no derramar el agua. Agita la probeta para liberar las burbujas de aire que se hayan formado. Lee y anota el volumen total del agua más los cinco centavos.

Datos y observaciones

Tabla de datos	
Volumen de agua (mL)	
Volumen de agua + 5 centavos (mL)	
Volumen de 5 centavos (mL)	
Volumen promedio de un centravo (mL)	

Tabla de datos		
Fecha de emisión	Masa (g)	Densidad (g/mL)

Análisis y conclusiones

1. **Calcula** Para calcular el volumen de los cinco centavos, resta el volumen inicial del agua del volumen del agua más las monedas. Divide el volumen entre 5 para obtener el volumen promedio de un centavo. Anota este volumen en tu tabla de datos.
2. **Calcula** Determina la densidad de cada centavo al dividir su masa entre el volumen promedio. Pega tus resultados en papel autoadherible para que los tengan tus compañeros de clase.
3. **Observa e infiere** ¿Tu conjunto de datos muestra algún patrón que relacione la densidad de los centavos con las fechas de su emisión?
4. **Clasifica** Clasifica los centavos de cada año para que el grupo los examine como centavos con más cobre (8.96 g/mL) o más zinc (7.13 g/mL).
5. **Grafica** Diseña una gráfica para indicar la densidad promedio de los centavos de cada uno de los años que hayas examinado
6. **Infiere** Examina los datos de todos tus compañeros de clase. ¿En qué año crees que cambió la composición de los centavos? Utiliza los datos para justificar tus conclusiones.

Aplicación y evaluación

1. **Explica** cómo podrías determinar la identidad de un sólido de forma irregular soluble en agua.
2. **Investiga** En 1943, todos los centavos emitidos por la casa de moneda de Estados Unidos se acuñaron de acero cubierto con zinc. En la fotografía se muestra uno de estos centavos. Investiga por qué, en 1943, los centavos se acuñaron de acero. ¿Cuál fue el propósito de cubrirlos con zinc?
3. **Infiere** ¿Por qué el alza del precio del cobre ocasionó que la casa de moneda haya cambiado la composición de los centavos?

CONTINÚA INDAGANDO

¿Qué otros factores piensas que pudieron causar errores en la medición de las densidades? ¿Cuáles de estos factores no se pueden corregir aunque se mejore la técnica?

NOTICIAS de la materia

El peso es diferente de la masa. El peso de un objeto es una medida de la fuerza de la gravedad sobre el objeto. Por lo general, los científicos dicen "pesa un objeto" cuando en realidad lo que están diciendo es "mide la masa de un objeto en una balanza".

Propiedades y cambios químicos

Por sí mismas, las propiedades físicas no son suficientes para describir una sustancia. Una descripción completa requiere del conocimiento de otro conjunto de propiedades: las propiedades químicas. Las **propiedades químicas** son aquellas que se pueden observar sólo cuando cambia la composición de la sustancia, y describen la capacidad de ésta para reaccionar con otras sustancias o descomponerlas. Por ejemplo, una propiedad química del hierro es que se oxida a temperatura ambiente. La oxidación es una reacción química en la que el hierro se combina con el oxígeno y se forma una nueva sustancia, el óxido de hierro. El aluminio también reacciona con oxígeno, pero el compuesto que se forma, el óxido de aluminio, cubre al aluminio y lo protege de una oxidación ulterior. El platino no reacciona con oxígeno a temperatura ambiente. La falta de reactividad también es una propiedad química.

Habrás notado que la solución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) siempre viene en botellas de color ámbar. La razón de ello es que el peróxido, en presencia de la luz, se descompone en agua y gas oxígeno. La inestabilidad de una sustancia, es decir, su tendencia a separarse en varias sustancias, es otra propiedad química. En la **figura 1.24** se ilustran otras propiedades químicas de algunas sustancias. Una propiedad química siempre se relaciona con un **cambio químico**, es decir, el cambio de una o más sustancias en otras sustancias. Otro término que se le da a un cambio químico es **reacción química**. Las expresiones como *se descompone, explota, se oxida, se corroe, se opaca, se fermenta, se quema* o *se pudre*, por lo general indican reacciones químicas.

MiniLab 1.5

Sintetiza un polímero

¿Cómo puedes hacer un polímero viscoso? En este MiniLab vas a trabajar con un polímero, el alcohol polivinílico. Un polímero es una molécula grande que consta de una cadena de pequeñas unidades que se repiten. Al dejar que reaccione el alcohol polivinílico con una solución de bórax, permitirás que los enlaces cruzados de las moléculas del polímero formen un gel distinto del material comercial verde que has visto. Ahora puedes investigar algunas de las propiedades del gel.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Coloca unos 20 mL de **alcohol polivinílico** en una **taza de plástico**.
3. Usa una **varilla** para agitar con fuerza la solución cuando añadas 3 mL de **solución de bórax**. Agrega una gota de **colorante vegetal** si quieres un gel gomoso con color.
4. Continúa agitando las soluciones hasta que formen un gel.
5. Retira el gel de la taza, moldéalo con las manos y hazle varias pruebas: ¿El gel es fluido? ¿Se estira o se rompe? ¿Se puede aplanar? Anota tus observaciones.
6. Guarda tu producto en una bolsa de plástico de las que se sellan y úsalo como te indique tu profesor.

Análisis

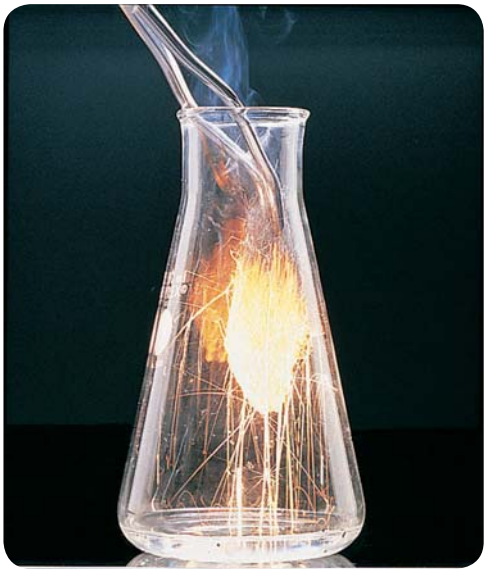
1. **Infiere** ¿Qué efectos tienen los enlaces cruzados del polímero sobre sus propiedades? ¿Puedes explicar este efecto?
2. **Clasifica** Nombra algunos polímeros que se encuentren en los materiales comunes o se usan para fabricar estos materiales.

Figura 1.24

Cambios químicos y propiedades

Las propiedades químicas de una sustancia describen cómo la sustancia se cambia a una o más sustancias. Tal vez cambia reaccionando con otra sustancia o rompiéndose en simples sustancias.

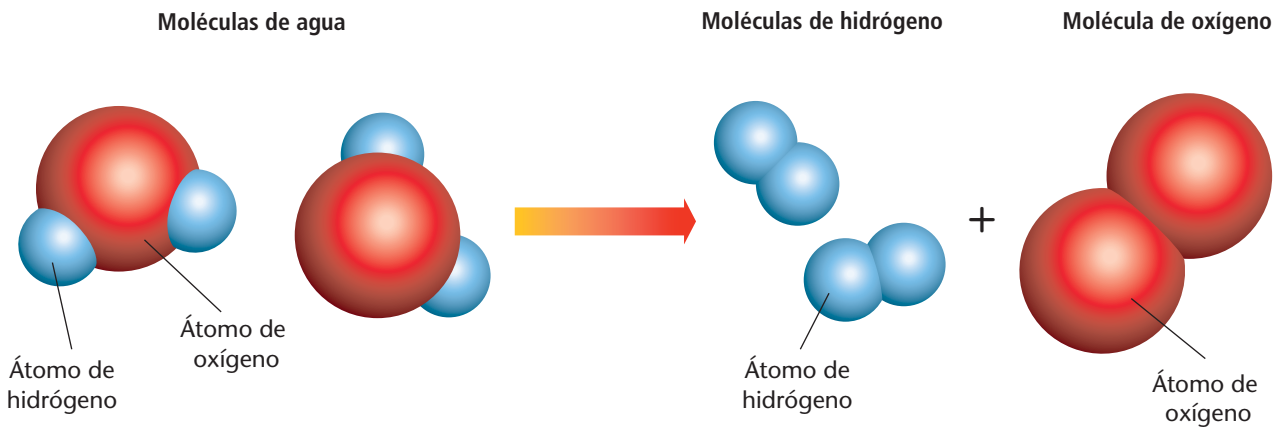
El bromo reacciona con muchos elementos, especialmente con los metales. Por ejemplo, el bromo reacciona vigorosamente con el aluminio liberando una gran cantidad de energía en forma de luz y calor. En esta reacción se forma bromuro de aluminio.



El hierro se combina con oxígeno para formar óxido de hierro. La reacción mostrada es la misma reacción que en la de óxido de hierro, pero ocurre mucho más rápido en el oxígeno puro en el frasco.

El agua estable compuesta se puede descomponer en gas hidrógeno (tubo izquierdo) y gas oxígeno (tubo derecho), pasando una corriente eléctrica a través de ella.

El peróxido de hidrógeno es otro compuesto de hidrógeno y oxígeno. Cuando el compuesto dióxido de manganeso es añadido al peróxido de hidrógeno, el peróxido se deshace rápidamente en agua y gas oxígeno.



■ **Figura 1.25** Dos moléculas de agua contienen dos átomos de oxígeno y cuatro átomos de hidrógeno. Cuando se descomponen, éstos forman una molécula de oxígeno, la cual contiene dos átomos de oxígeno y dos moléculas de hidrógeno, que contienen cuatro átomos de hidrógeno. Debido a que toda materia consiste de átomos y de su número de átomos es lo mismo antes y después del cambio químico, puedes decir que la materia se conserva.

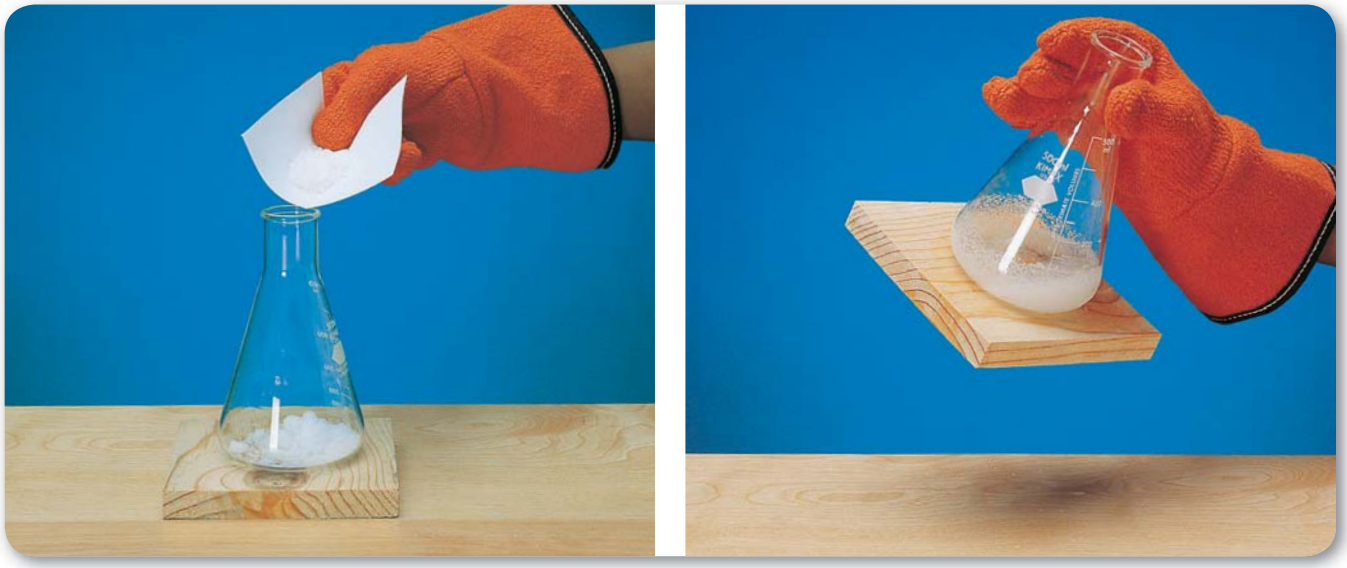
■ **Figura 1.26** El nitrato de amonio es un polvo blanco que es capaz de liberar grandes cantidades de energía cuando se descompone.

Átomos y cambios químicos Toda la materia está formada por átomos, por lo que cualquier cambio químico implica sólo un reacomodo de los mismos. Considera el cambio químico que se ilustra en la **figura 1.23**, donde el agua se separa en los gases hidrógeno y oxígeno. En esta reacción sólo participan átomos de hidrógeno y oxígeno. Cualesquiera de los átomos que están presentes en el agua que se descompone se encuentran en las moléculas de hidrógeno y de oxígeno que se forman. En la **figura 1.25** se utilizan modelos de moléculas de agua, oxígeno e hidrógeno para mostrar que no hay átomos que provengan de otra parte, y que tampoco falta ningún átomo. Éste es un ejemplo de la **ley de la conservación de la masa**, la cual establece que en un cambio químico, la materia no se crea ni se destruye. También es correcto llamar a este principio ley de la conservación de la materia.

Cambios químicos y energía En todos los cambios químicos también ocurre algún cambio de energía. La energía se capta o se genera siempre que se produce un cambio químico. La **energía** es la capacidad de hacer trabajo, y siempre que algo se mueve se hace trabajo. Así, cada vez que un carpintero levanta un martillo para clavar, hace trabajo. Los objetos que se mueven también pueden ser átomos y moléculas. Éste es el tipo de trabajo que se encuentra en la química.

Muchas reacciones liberan energía. Por ejemplo, la combustión de la madera es un cambio químico en el que la celulosa y otras sustancias de la madera se combinan con oxígeno del aire y producen sobre todo dióxido de carbono y agua. También se produce energía que se libera en forma de luz y de calor. Las reacciones químicas que desprenden energía se llaman reacciones **exotérmicas**. Un ejemplo dramático es la rápida descomposición de la nitroglicerina, (NH_4NO_3), lo cual se muestra en la **figura 1.26**.

En algunos cambios químicos se absorbe energía. Las reacciones químicas que absorben energía se llaman **endotérmicas**. Puedes decir que la descomposición de agua en oxígeno e hidrógeno es una reacción endotérmica porque ésta



■ **Figura 1.27** Cuando dos compuestos amonio thiocyanate y el hidrógeno de bario octahydrato son mezclados, una reacción ocurre en la cual el calor es absorbido del entorno. El frasco se vuelve tan frío que si una gota de agua se encuentra en el fondo se congelará.

Resume ***¿Hacia dónde se transfiere la energía en una reacción exotérmica y en una reacción endotérmica?***

no ocurre a menos que se pase energía, en forma de corriente eléctrica, a través del agua. Cuando el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) se mezcla en una pasta para hacer galletas y éstas se meten al horno caliente, el bicarbonato de sodio absorbe energía y se transforma en dióxido de carbono, agua y carbonato de sodio (Na_2CO_3). Los gases (dióxido de carbono y agua) hacen que las galletas se esponjen. En la **figura 1.27** se muestra otra reacción endotérmica.

Fotosíntesis El proceso endotérmico más importante en la Tierra es, probablemente, la fotosíntesis. La fotosíntesis es, tal vez, el proceso endotérmico más importante de nuestro planeta. Las plantas verdes, las algas y muchos tipos de bacterias, son los que llevan a cabo la fotosíntesis. Este proceso consta de una serie de reacciones químicas que absorben la energía luminosa del sol y producen azúcares a partir de dióxido de carbono y agua. El oxígeno se libera como producto de las reacciones. Cuando comes azúcares y almidones, comes las moléculas formadas por las reacciones endotérmicas de la fotosíntesis, lo cual se ilustra en la **figura 1.28**. Tus células degradan estas moléculas en un proceso exotérmico que te provee de energía.

■ **Figura 1.28** Cuando comes vegetales de un huerto como éste, consumes sustancias que las plantas han sintetizado usando energía de la luz solar.

■ **Figura 1.29** La herrumbre provee una pista importante de la composición de este viejo barco: está hecho de una base de hierro-metal. Mientras continúes estudiando química, aprenderás a inferir más y más de las propiedades de la materia que observes.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando sobre las propiedades y cambios químicos, revisa los problemas adicionales de la página 807.

Conexión de ideas

La química realiza conexiones entre la composición, la estructura y el comportamiento de la materia. Cuando estudies química, vas a aprender por qué las propiedades físicas y químicas de la materia son indicadores importantes de su estructura submicroscópica y comportamiento. Verás que el conocimiento de la estructura de un átomo de un elemento te permite predecir el comportamiento químico de éste. Aprenderás que el estado de una sustancia a temperatura ambiente te da indicios de la manera en que se distribuyen sus átomos. Encontrarás por qué la sal se disuelve en agua, cómo funcionan las pilas y baterías, por qué los compuestos que contienen carbono son importantes para la vida y cómo funciona un reactor nuclear. Como se ilustra en la **figura 1.29**, las propiedades químicas y físicas son pistas importantes para determinar la estructura y el comportamiento de la materia.

Sección 1.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Cada sustancia tiene un conjunto único de propiedades físicas y químicas.
- La densidad de una muestra de materia es la cantidad de materia (masa en gramos) en una unidad de volumen (generalmente un mililitro).
- Los cambios químicos, también llamados reacciones químicas, implican la formación de sustancias a partir de otras.
- En una reacción química los átomos nunca se crean o se destruyen.
- Los cambios físicos y químicos absorben o liberan energía.

6. Idea PRINCIPAL **Identifica** cada una de las propiedades a continuación, como una propiedad química o física de la sustancia.
   a) El aluminio se dobla fácilmente.
   b) El sulfato de cobre se disuelve en agua.
   c) El magnesio arde en el aire.
   d) La joyería de oro no se afecta por el sudor.
   e) El bicarbonato de sodio es un polvo blanco.
   f) El flúor es un elemento muy reactivo.
7. **Explica** ¿Cuáles son los tres estados de la materia?
8. **Aplica** Un amigo te cuenta que un diario desapareció al quemarse en un incendio. Utiliza la ley de la conservación de la masa para escribirle a tu amigo y explicarle lo que en realidad le sucedió al periódico.
9. **Infiere** En las noches heladas, una fogata calienta el cuerpo y el espíritu. ¿La combustión de los leños es una reacción endotérmica o exotérmica?

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

CAPÍTULO 1

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea **Todo está hecho de materia.**

Sección 1.1 El rompecabezas de la materia

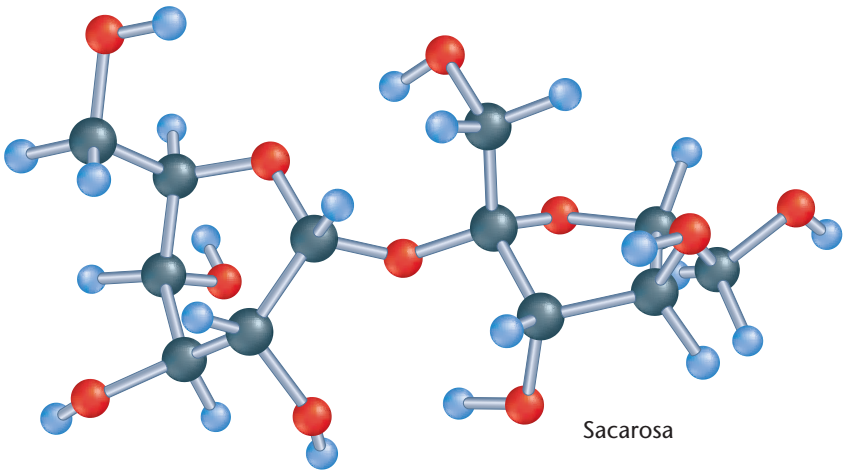
Idea PRINCIPAL La mayoría de la materia cotidiana está en forma de mezclas, que son combinaciones de dos o más sustancias.

Vocabulario

- aleación (p. 23)
- cambio físico (p. 20)
- compuesto (p. 28)
- cualitativo (p. 14)
- cuantitativo (p. 14)
- disolvente (p. 23)
- elemento (p. 24)
- fórmula (p. 31)
- masa (p. 4)
- materia (p. 4)
- mezcla (p. 16)
- modelo científico (p. 9)
- propiedad (p. 5)
- propiedad física (p. 20)
- química (p. 4)
- solución (p. 23)
- solución acuosa (p. 23)
- soluto (p. 23)
- sustancia (p. 15)

Conceptos clave

- Los químicos estudian la materia.
- Las observaciones macroscópicas son un reflejo de la estructura submicroscópica de la materia.
- Las mezclas pueden ser homogéneas (soluciones) o heterogéneas.
- Las sustancias se clasifican en elementos o compuestos. Los elementos son los bloques de construcción de toda la materia.



Sacarosa

Sección 1.2 Propiedades y cambios de la materia

Idea PRINCIPAL La materia puede experimentar cambios físicos y químicos.

Vocabulario

- cambio químico (p. 38)
- densidad (p. 34)
- endotérmico (p. 41)
- energía (p. 40)
- exotérmico (p. 40)
- ley de la conservación de la masa (p. 40)
- propiedad química (p. 38)
- reacción química (p. 38)
- volátil (p. 33)

Conceptos clave

- Cada sustancia tiene un conjunto de propiedades físicas y químicas particulares.
- La densidad de una muestra de materia es la cantidad de materia (masa en gramos) por unidad de volumen (usualmente en mililitros).
- Los cambios químicos, también llamados reacciones químicas, implican que las sustancias se reacomodan para formar otras sustancias.
- En una reacción química, los átomos nunca se crean o se destruyen.
- Los cambios físicos y químicos absorben o liberan energía.

Capítulo 1 Evaluación

Comprensión de conceptos

10. ¿Qué es química?

11. Haz una lista de los símbolos de los siguientes elementos: hierro, sodio, antimonio y tungsteno. Explica por qué estos símbolos no corresponden con los nombres en español de los elementos.

12. Si conoces el punto de fusión de una sustancia pura, ¿qué te dice acerca de su punto de ebullición? ¿Y de su punto de congelación?

13. ¿Qué compuesto de aquellos que aparecen en la **tabla 1.3** contiene sodio? ¿Cuál contiene cloro?

14. ¿Qué información proporciona la fórmula química de un compuesto acerca de su estructura submicroscópica?

15. ¿Qué es masa?

16. Si dices que el azufre es amarillo, estableces una propiedad de este compuesto. ¿Qué se quiere decir con el término *propiedad*? ¿El color es una propiedad física o química?

17. Menciona tres propiedades del hierro.

18. ¿Cuál es el disolvente en una solución acuosa de sal? ¿Por qué son importantes las soluciones acuosas?

19. ¿Dos objetos con el mismo volumen podrían tener distintas masas? ¿Cuál de los dos tendría más materia?

20. ¿Qué significa *materia pura*?

21. ¿Qué es energía? ¿Qué papel juega en la química?

22. Haz una distinción entre una reacción exotérmica y una reacción endotérmica y da un ejemplo de cada una.

23. ¿En qué difiere una observación cualitativa de una cuantitativa? Da un ejemplo de cada una.

24. Explica por qué una mezcla es distinta de un compuesto.

25. ¿Qué es un elemento? ¿Y un compuesto? Da un ejemplo de cada uno.

26. La composición de la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, es 51.5 por ciento en masa de oxígeno y sólo 6.4 por ciento en masa de hidrógeno. Sin embargo, hay casi el doble de átomos de hidrógeno que de oxígeno en la fórmula. ¿Cómo puedes explicar esto?

27. Clasifica los siguientes cambios como químicos o físicos.

a) El agua hierve.
b) Un cerillo se enciende.
c) Se disuelve azúcar en un té.
d) El sodio reacciona con el agua.
e) El helado se derrite.

28. Clasifica estos materiales como mezclas homogéneas o heterogéneas.

a) Agua salada.
b) Sopa de vegetales.
c) Oro de 14 k.
d) Concreto.

29. ¿Qué significa *densidad*? ¿Hay alguna forma de que una bolsa con pelotas de espuma de poliestireno sea más pesada que una bolsa con piedras?

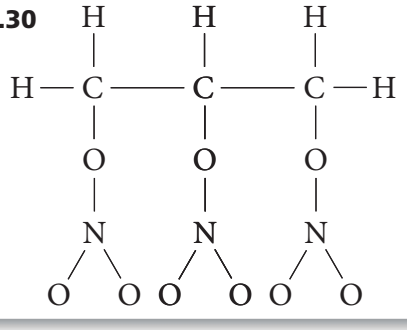
30. El oro se congela a 1 064°C. ¿Cuál es su punto de fusión?

31. El mercurio se congela a −38.9°C; el nitrógeno hierve a −195.8°C. ¿Cómo explicas que un punto de ebullición sea más bajo que un punto de congelación?

32. Utiliza la **tabla D.5** en el apéndice. ¿En qué intervalo de temperatura el hierro es líquido? ¿Cómo se compara este intervalo de temperatura del líquido con aquél del kriptón?

33. ¿El diagrama de la **figura 1.30** es de una molécula de nitroglicerina o de un modelo de nitroglicerina? Explica tu respuesta.

Figura 1.30



34. La fórmula del agua es H_2O. La fórmula química del peróxido de oxígeno es H_2O_2. ¿Qué compuesto tiene el porcentaje de hidrógeno en su masa más alto?

Química en línea **Chapter Test** glencoe.com

Aplicación de conceptos

35. Química cotidiana El proceso completo de digestión de la comida en tu cuerpo, ¿es un proceso exotérmico o endotérmico?

36. Un cubo de hielo flota en tu vaso de agua, de igual forma que un iceberg flota en el mar. ¿A qué conclusión puedes llegar sobre la densidad del agua líquido y la densidad del agua sólida?

37. Química y sociedad. Un medicamento con un nombre comercial muy conocido también lo puede fabricar otra compañía y venderlo a un precio más bajo. En ambos medicamentos se especifica que tienen la misma fórmula química y los dos se aprueban por la FDA (por sus siglas en inglés). ¿Sería mejor usar el medicamento de la marca conocida? Explica tu respuesta.

38. Una perilla de una puerta está recubierta con una aleación de latón. ¿Qué es una aleación? Da un ejemplo de alguna otra aleación.

39. Una receta para hacer un aderezo para ensaladas indica que mezcles vinagre, aceite, especias, sal, pimienta y ajo picado. Describe al aderezo de ensaladas —ya hecho— en términos de sustancias y de mezclas, tanto heterogéneas como homogéneas. ¿Qué solutos y qué solventes forman el aderezo?

40. Más de 46 por ciento de la corteza terrestre, 61 por ciento del cuerpo humano y 21por ciento de la atmósfera gaseosa de la Tierra están formados por oxígeno. Explica por qué existe esta diferencia de cantidad de oxígeno en la corteza terrestre, el cuerpo humano y la atmósfera gaseosa de la Tierra.

41. Algunas virutas de hierro cayeron accidentalmente en sal. Describe dos maneras en que podrías separar las virutas de la sal.

42. El etanol, funde a −114.1°C y hierve a 78.5°C. ¿Cuál es el estado físico del etanol a temperatura ambiente?

43. Con base en la información proporcionada en la pregunta 42, ¿cuál es el punto de congelación del etanol y cuál es su punto de condensación?

44. ¿La fusión de la cera de una vela es un cambio exotérmico o endotérmico?

Razonamiento crítico

Observa e infiere

45. QuimiLab 1 Con base en las observaciones macroscópicas de una vela que arde, ¿qué conclusiones realizas sobre los eventos que suceden a nivel submicroscópico?

Observa e infiere

46. QuimiLab 2 ¿Por qué no se utiliza almidón para hornear los pasteles con el fin de hacerlos más esponjosos?

Mediciones en el sistema SI

47. QuimiLab 3 Imagina que tienes una muestra de un mineral desconocido con una masa de 86 g. Colocas la muestra en una probeta graduada que tiene agua hasta el nivel de 55 mL. La muestra se va al fondo de la probeta y el nivel de agua sube a 71 mL. ¿Cuál es la densidad de la muestra?

Compara y contrasta

48. MiniLab 1 ¿La mezcla de etanol y agua es un proceso exotérmico o endotérmico? ¿Es un cambio físico o químico?

Diseña un experimento

49. MiniLab2 Cuando mediante cromatografía se separan las tintas de los marcadores de distintos colores, se puede encontrar que contienen algunos pigmentos del mismo color. Por ejemplo, un marcador negro y uno azul contienen un pigmento azul. Diseña un experimento para probar si dos pigmentos del mismo color, que se encuentran en distintos marcadores, son o no el mismo pigmento.

Aplica los conceptos

50. MiniLab 3 El aspecto de una moneda fabricada con zinc y cobre cambia después de calentarla en una solución de cloruro de zinc. ¿La nueva cubierta es un elemento, un compuesto o una mezcla? Explica tu respuesta.

Capítulo 1 Evaluación

Observa e infiere

51. MiniLab 4 ¿Las sustancias químicas que hay en tus alimentos son elementos o compuestos? Explica tu respuesta.

Observa e infiere

52. MiniLab 5 ¿Un polímero es un elemento o un compuesto? Explica tu respuesta.

53. Dos compuestos sólidos se queman en presencia de oxígeno. ¿Podrías concluir que son el mismo compuesto?

Interpreta las estructuras químicas

54. ¿Qué te dice la fórmula C_2H_6O acerca de la sustancia que representa? Sé lo más específico que puedas en tu respuesta.

Revisión acumulativa

En los capítulos 2 al 21, este encabezado va a ir seguido de preguntas de repaso acerca de la experiencia y nociones que adquiriste en los capítulos previos.

Prueba de habilidades

Tabla 1.5 Cambios químicos y físicos

Observación	¿Es un cambio físico o químico?	Explicación
1. Preparación de té o café		
2. Calentamiento de una olla de agua		
3. Descomposición de residuos de comida		
4. Germinación de una semilla		
5. Azúcar disuelta en agua		
6. El vinagre y el aceite no se mezclan		
7. Una termita que come madera y produce gas metano		
8. El aumento de la densidad del agua cuando se le añade sal		

55. Construye y maneja una tabla Completa la **tabla 1.5** identificando cada cambio o proceso como físico o químico y justifica tu elección. Cuando completes la tabla, inspecciona los dos grupos de procesos. Señala en cada uno las semejanzas existentes entre los procesos. ¿Existen diferencias dentro de cada grupo?

ESCRIBIENDO Química

56. Ingredientes de los alimentos Examina las etiquetas de artículos que encuentres en tu casa o en la tienda de comestibles. Elige uno de ellos y reúne la información acerca del mismo. Elabora una lista de sus ingredientes. Describe el artículo como una mezcla o una sustancia pura. Menciona tres de sus propiedades. Para informarte acerca de la sustancia, consulta un libro de química. Si el artículo es un compuesto, ¿cuál es su fórmula? ¿Cuáles son algunas de sus propiedades físicas y químicas? Averigua por qué esta sustancia es un ingrediente del artículo que elegiste. Encuentra un artículo semejante fabricado por otra compañía y determina si los dos tienen los mismos ingredientes. Resume tus hallazgos en un informe.

Resolución de problemas

57. Un minero encuentra una pepita que tiene color dorado. Se da cuenta de que la pepita podría ser de oro o de pirita de hierro (FeS_2), un compuesto de hierro y azufre llamado oro de los tontos. La pepita tenía una masa de 16.5 g y desplazó 3.3 mL de agua. Con esta información y los datos de un compendio de química, averigua si el minero encontró oro.

58. El aire es una mezcla principalmente de nitrógeno (78%) y oxigeno (21%), con cantidades de rastro de argón, neón, helio y kriptón. Estos elementos puros tienen muchas aplicaciones. Ellos se separan y se purifican enfriando el aire, en un proceso conocido como fraccionamiento. Así como el aire se enfría, los diferentes elementos líquidos se basan en su punto de ebullición. ¿En qué orden los elementos se licuan? Usa la **tabla D.5**, en la **página 850**.

Química en línea **Chapter Test** glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. Se define como materia a cualquier cosa que
- **a)** exista en la naturaleza.
- **b)** sea sólida al tacto.
- **c)** se encuentre en el universo.
- **d)** tenga masa y ocupe un espacio.

2. ¿Cuál de los siguientes no tiene masa?
- **a)** aire.
- **b)** electricidad.
- **c)** átomos.
- **d)** agua.

3. Un modelo se define mejor como
- **a)** una conclusión basada en observaciones macroscópicas.
- **b)** una conclusión basada en observaciones microscópicas.
- **c)** una conclusión basada en experimentación constante.
- **d)** una conclusión basada en un consenso de científicos.

4. Cuando se añade una cucharada de azúcar a una taza con té caliente, el azúcar es
- **a)** una solución.
- **b)** una aleación.
- **c)** un disolvente.
- **d)** un soluto.

5. La fórmula química de la tiza es $CaCO_3$. Identifica los elementos y calcula la cantidad de átomos de cada elemento que hay en una molécula de tiza.
- **a)** 1 átomo de calcio; 3 átomos de cobalto.
- **b)** 1 átomo de calcio; 1 átomo de carbono; 3 átomos de oxígeno.
- **c)** 1 átomo de calcio; 1 átomo de cloro; 3 átomos de oxígeno.
- **d)** 1 átomo de calcio; 3 átomos de carbono; 3 átomos de oxígeno.

6. ¿Cuál de las siguientes sustancias es volátil?
- **a)** perfume.
- **b)** agua.
- **c)** carbón.
- **d)** azúcar.

Elementos	Densidad (g/mL)	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
Argón	1.78	–186	–189
Bromo	3.12	59	–7
Galio	5.91	2 403	30
Sodio	0.97	883	98
Tungsteno	19.35	5 660	3 410

Utiliza la información proporcionada en la tabla de arriba para resolver las preguntas 7-9.

7. ¿Cuál de los siguientes elementos es un líquido a temperatura ambiente?
- **a)** argón.
- **b)** bromo.
- **c)** galio.
- **d)** sodio.
- **e)** tungsteno.

8. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la menor cantidad de átomos por centímetro cúbico?
- **a)** argón.
- **b)** bromo.
- **c)** galio.
- **d)** sodio.

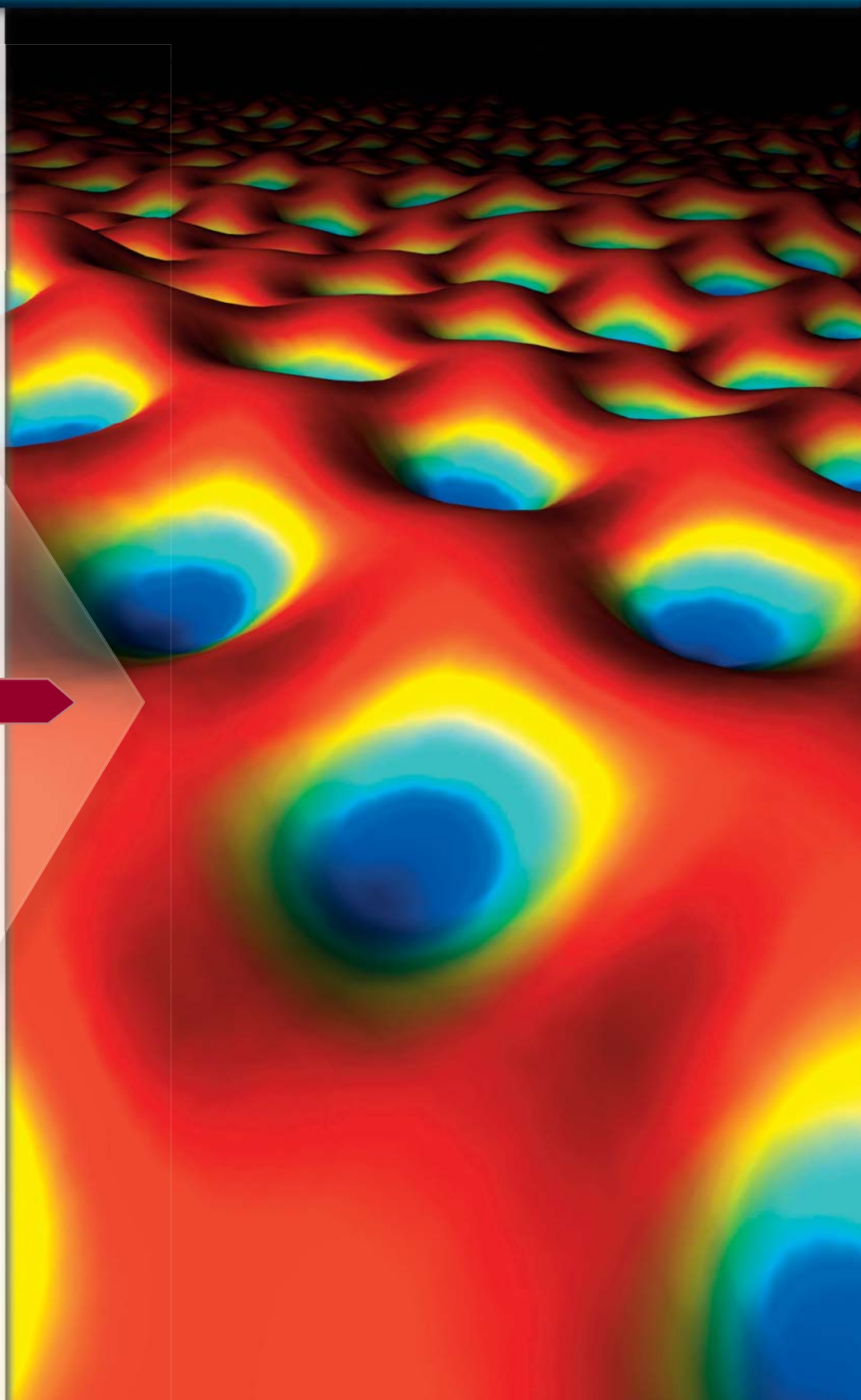
9. ¿Cuál de los siguientes elementos existe como un gas en cualquier lugar de la Tierra?
- **a)** argón.
- **b)** bromo.
- **c)** galio.
- **d)** sodio.

10. La ley de la conservación de la masa establece que
- **a)** la materia no puede ser creada o destruida.
- **b)** la materia puede ser creada pero no destruida.
- **c)** la materia puede ser destruida pero no creada.
- **d)** la materia se crea y se destruye continuamente.

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.2	1.2	1.2	1.2	1.2

CAPÍTULO 2

La materia está hecha de átomos



GRAN Idea **Los átomos son los bloques de construcción fundamentales de la materia.**

2.1 Los átomos y su estructura

Idea PRINCIPAL Un átomo está formado por un núcleo que contiene protones y neutrones, y electrones que se mueven alrededor del núcleo.

2.2 Electrones en los átomos

Idea PRINCIPAL Cada elemento tiene un arreglo único de electrones.

Hechos químicos

- La palabra *átomo* se usó originalmente para denotar una partícula que no podía dividirse en piezas más pequeñas.
- Los átomos son tan pequeños que se usan técnicas especiales para visualizarlos.
- Los átomos de un metal con carga positiva (mostrados en azul) están rodeados por un mar de electrones con carga negativa (mostrados en rojo).

INTRO Lab

¿Qué hay dentro?

Gran parte de la diversión de un regalo es tratar de adivinar qué hay dentro antes de abrirlo. Los químicos tuvieron experiencias parecidas al tratar de determinar la estructura del átomo. ¿Son buenas tus habilidades de observación y deducción?

Materiales

- una caja envuelta que te proporcione tu profesor

Procedimiento

1. Tu profesor te proporciona una caja envuelta.
2. Utiliza la mayor cantidad de métodos de observación que puedas y, sin desenvolver o abrir la caja, intenta adivinar qué objeto hay adentro.
3. Anota las observaciones que hagas durante este proceso de descubrimiento.

Análisis

1. **Explica** ¿Cómo determinaste el tamaño, la forma, la cantidad y la composición del objeto que estaba dentro de la caja?
2. **Describe** ¿Qué sentidos usaste para hacer tus observaciones?
3. **Infiere** ¿Qué otros métodos de observación podrías usar como ayuda para determinar lo que hay en la caja?

Pregunta Compara tus métodos de observación con los de otro grupo. ¿El otro grupo usó métodos que tu grupo no consideró? ¿El uso de estos métodos cambiaría tu idea de lo que podría haber en la caja?

Química en línea

Visita glencoe.com para:

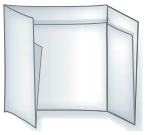
- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Comparación del tamaño de los átomos*

FOLDABLES® Organizador de estudio

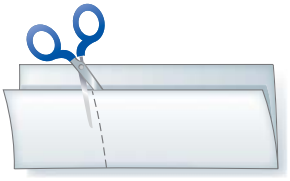
El átomo Haz el siguiente modelo de papel para ayudarte a organizar tu estudio de la estructura del átomo.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad en forma longitudinal. Haz que el borde trasero quede aproximadamente a 2 cm del borde frontal.

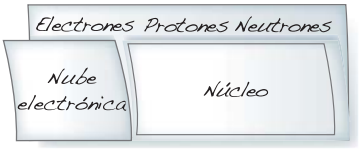
PASO 2 Dobla en tres partes.



PASO 3 Desdobla y corta a lo largo de una línea de doblez de modo que quede una pestaña pequeña y una grande.



PASO 4 Rotula como se muestra.



FOLDABLES **Usa este modelo de papel con las secciones 2.1 y 2.2.** A medida que leas la sección, anota la información sobre el átomo y sus partes.

Sección 2.1

Objetivos

- **Asociar** los experimentos históricos con el desarrollo del modelo moderno del átomo.
- **Ilustrar** el modelo moderno de un átomo.
- **Interpretar** la información que proporciona el bloque al que pertenece un elemento en la tabla periódica.

Revisión de vocabulario

energía: capacidad de hacer trabajo

Vocabulario nuevo

átomo
teoría atómica
ley de las proporciones definidas
hipótesis
experimento
teoría
método científico
ley científica
electrón
protón
isótopo
neutrón
núcleo
número atómico
número de masa
unidad de masa atómica

Los átomos y su estructura

Idea PRINCIPAL Un átomo está formado por un núcleo que contiene protones y neutrones, y electrones que se mueven alrededor del núcleo.

Vínculo con el mundo real Un equipo de futbol podría probar diferentes jugadas para desarrollar el mejor plan de juego. Cuando los entrenadores ven los resultados de sus planes, hacen ajustes para refinar las tácticas del equipo. De manera similar, durante los últimos 200 años los científicos han desarrollado distintos modelos del átomo y han refinado sus modelos a medida que reúnen datos nuevos.

Las primeras ideas acerca de la materia

El modelo actual de la composición de la materia se basa en cientos de años de trabajo que comenzaron cuando los observadores se dieron cuenta de que existían diferentes clases de materia y que esas clases de materia tienen distintas propiedades y producen diversos cambios. Hace aproximadamente 2 500 años, los filósofos griegos, que pensaban acerca de la naturaleza de la materia y su composición, afirmaron que la materia era una combinación de cuatro elementos fundamentales: aire, tierra, fuego y agua, como se muestra en la **figura 2.1**. Estos filósofos griegos también se preguntaron si la materia podía dividirse indefinidamente en partes cada vez más pequeñas o si había una última partícula de materia tan diminuta que no pudiera seguir dividiéndose. Los filósofos griegos eran observadores agudos de la naturaleza, pero, a diferencia de los científicos modernos, no probaban sus hipótesis mediante experimentos.

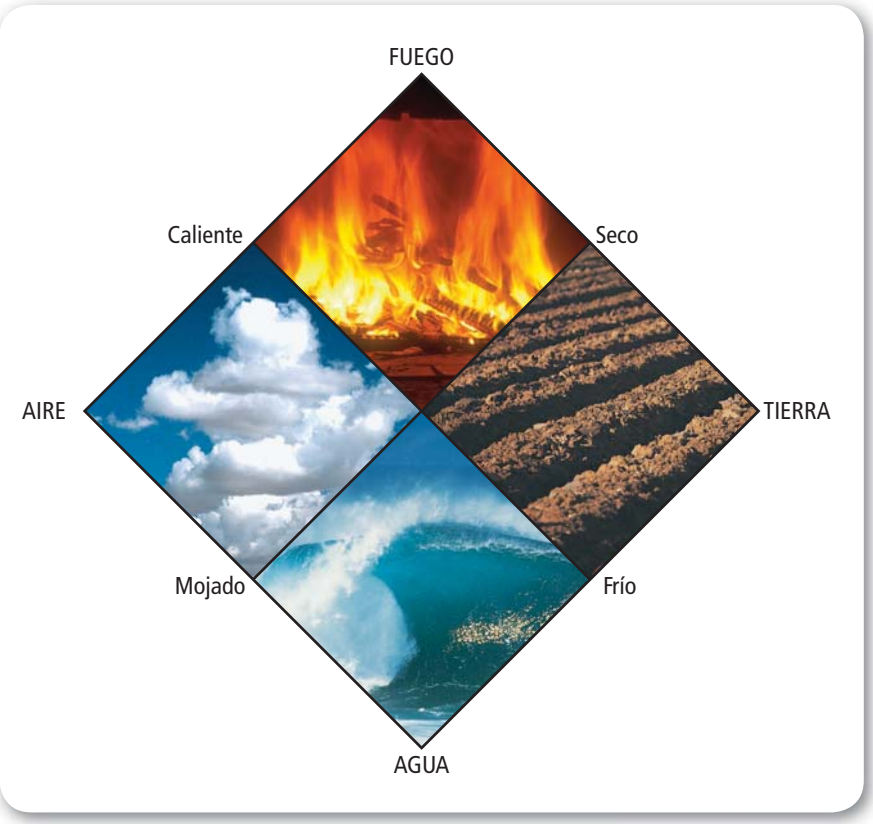


Figura 2.1 Muchos filósofos griegos pensaban que la materia estaba compuesta por cuatro elementos: tierra, aire, agua y fuego. También asociaban propiedades a cada elemento. El emparejamiento de propiedades opuestas, como caliente y frío, o mojado y seco, reflejaba la simetría que observaban en la naturaleza. Estas primeras ideas se basaron en observaciones únicamente, no en experimentos científicos.

Demócrito, 460-370 a.C., era un filósofo quien sostuvo que el mundo estaba formado por espacio vacío y pequeñas partículas llamadas átomos. Pensaba que los **átomos** son las partículas más pequeñas de la materia y que existen diferentes tipos de átomos según cada tipo de materia. La idea de que la materia está formada por partículas fundamentales llamadas átomos se conoce como **teoría atómica** de la materia.

Las ideas de Demócrito se enfrentaron a la crítica de otros filósofos, en especial de Aristóteles (384-322 a.C.), quien rechazaba la noción de los átomos porque no concordaba con sus propias ideas acerca de la materia. Él no creía que pudiera existir espacio vacío. Debido a que Aristóteles fue uno de los filósofos más influyentes de su tiempo, la teoría de Demócrito fue finalmente rechazada.

Desarrollo de la teoría atómica moderna

En 1782 un químico francés, Antoine Lavoisier (1743-1794), realizó mediciones de cambios químicos en un recipiente sellado. Observó que la masa de los reactivos contenidos en el recipiente antes de una reacción química, era igual a la masa de los productos después de la reacción. Por ejemplo, en un recipiente sellado, 2.0 g de hidrógeno reaccionan siempre con 16.0 g de oxígeno para formar 18.0 g de agua. Por ello, Lavoisier concluyó que, cuando se lleva a cabo una reacción química, la materia no se crea ni se destruye: sólo se transforma. La conclusión de Lavoisier se conoce como *ley de la conservación de la materia*. Éste es otro nombre para la ley de la conservación de la masa que aprendiste en el capítulo 1.

La **figura 2.2** ilustra la ley de conservación de la materia. En la reacción mostrada, el carbonato de sodio, un sólido que se usa en la fabricación de vidrio, reacciona con ácido hidroclorhídrico. Uno de los productos de esta reacción es un gas, el dióxido de carbono. Si esta reacción continuara sin el globo sobre la boca del matraz, se podría pensar que la masa no se conservó porque la lectura sobre la báscula sería menor que el dióxido de carbono desprendido. Sin embargo, con el globo colocado se puede ver claramente que la masa de los productos de la reacción es idéntica a la masa de los reactantes.

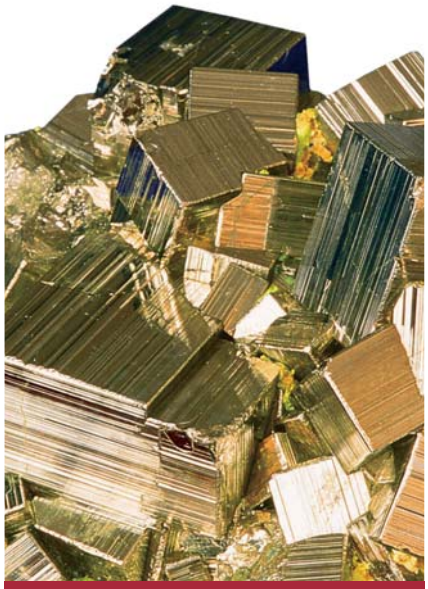
VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Átomo
viene de la palabra griega *atomos*, que significa *indivisible*.

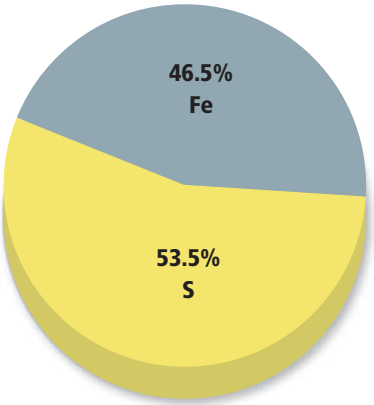
■ **Figura 2.2** Cuando el carbonato de sodio y el ácido hidroclorhídrico reaccionan en un matraz, uno de los productos es el gas dióxido de carbono. Un globo colocado sobre la boca del matraz impide que este gas escape.

Describe ***¿Cómo puedes saber si la materia se destruyó o no en esta reacción?***



Pirita

Marcasita



Composición del disulfuro de hierro

■ **Figura 2.3** El disulfuro de hierro (FeS_2) es un poco parecido al oro. Engañó a muchas personas por lo que recibió el nombre de *oro de los tontos*. La pirita y la marcasita son disulfuros de hierro, pero son minerales diferentes porque sus estructuras de cristal son distintas. La composición de los minerales de disulfuro de hierro es 46.5 por ciento de hierro y 53.5 por ciento de sulfuro por unidad de masa. Estas proporciones son las mismas para cada muestra de mineral de disulfuro de hierro.

La contribución de Proust En 1799 otro químico francés, Joseph Proust, observó que el agua está formada siempre por 11 partes por 100 de hidrógeno y por 89 partes por 100 de oxígeno, sea cual sea su procedencia. Proust estudió muchos otros compuestos y observó que la masa de los elementos que los forman siempre están en proporción. En la actualidad, este principio se conoce como **ley de las proporciones definidas**, la cual se ilustra en la **figura 2.3**.

Teoría atómica de Dalton John Dalton (1766-1844), inglés, químico y profesor de escuela, estudió el resultado de los experimentos de Lavoisier, Proust y de muchos otros científicos, y consideró que una teoría atómica de la materia podría explicar las pruebas experimentales. Por ejemplo, si la materia estaba formada por átomos indivisibles, entonces una reacción química sólo reacomodaría esos átomos y no habría ni formación ni desaparición de ellos. Esta idea explicaría la ley de la conservación de la masa. También, si cada elemento constaba de átomos de un tipo y masa específicos, entonces un compuesto siempre presentaría cierta proporción de átomos que nunca variaba. Así, la teoría atómica de Dalton explicaba también la ley de las proporciones definidas.

Dalton propuso su teoría atómica de la materia en 1803. Aunque se le han incorporado ligeras modificaciones a este conjunto de principios para explicar nuevos descubrimientos, la teoría de Dalton fue tan importante que permanece prácticamente intacta hasta el presente. Los siguientes postulados son los puntos principales de la teoría atómica de Dalton:

1. Toda la materia está compuesta por átomos.
2. Los átomos son indestructibles y no pueden dividirse en partículas más pequeñas. (Es decir, los átomos son indivisibles.)
3. Todos los átomos de un elemento son exactamente iguales entre sí, pero diferentes a los átomos de otros elementos.

La teoría atómica de Dalton proporcionó a los químicos un modelo de la naturaleza de las partículas de la materia. Sin embargo, también trajo nuevas preguntas. Si todos los elementos están compuestos por átomos ¿por qué hay

tantos elementos diferentes? ¿Qué es lo que hace que un átomo difiera de otro? Los experimentos de finales del siglo XIX empezaron a indicar que los átomos estaban formados por partículas todavía más pequeñas. En la actualidad, la química explica las propiedades y el comportamiento de las sustancias en términos de tres de estas pequeñas partículas. En la sección 2.2 aprenderás más acerca de las mismas.

La teoría atómica, la conservación de la materia y el reciclaje ¿Te has preguntado alguna vez qué les pasa a los átomos de las cosas que desechas? ¿A dónde van los átomos cuando se incineran los desperdicios o se entierran en los campos? Como acabas de aprender, los átomos nunca se crean ni se destruyen en los procesos químicos cotidianos. Cuando los desperdicios se queman o se entierran en los campos, los átomos del desperdicio se pueden combinar con oxígeno u otras sustancias para formar compuestos nuevos, pero no desaparecen. En los procesos naturales los átomos no se destruyen, sino que se reciclan.

En la **figura 2.4** se muestra cómo el nitrógeno elemental (N_2) de la atmósfera se convierte en compuestos que se usan en la Tierra y luego regresan a la atmósfera. Los relámpagos, las bacterias, los procesos industriales e incluso los líquenes que se encuentran en las ramas de los árboles convierten el nitrógeno atmosférico en diferentes compuestos. El nitrógeno elemental (N_2) en la atmósfera, el amoniaco en algunos restos de animales (NH_3) y los nitratos (NO_3^-) en el suelo son ejemplos de sustancias en el medio ambiente que contienen átomos de nitrógeno. Estos compuestos se incorporan en las cadenas alimenticias de plantas y animales. Cuando los restos de estos organismos se descomponen, las bacterias del suelo producen nitrógeno libre a través de la desnitrificación. Este nitrógeno libre regresa a la atmósfera.

En años recientes, pequeñas poblaciones, grandes ciudades y estados enteros han descubierto los beneficios de reciclar papel, plástico, aluminio y vidrio. Las etiquetas de muchos empaques en los supermercados, cajas de cartón, tarjetas de felicitación y otros productos de papel dicen: "Hecho con papel reciclado". El desperdicio de aluminio se recicla fácilmente y se convierte en nuevas latas de aluminio o en otros productos. ¿Has observado cómo brilla el nuevo pavimento de las carreteras? El brillo es el resultado de la adición de vidrio reciclado al material de pavimentación. Incluso se pueden incorporar llantas completas al asfalto para pavimentar. Al reutilizar los átomos en la manufactura de materiales, imitamos a la naturaleza y conservamos las fuentes naturales.

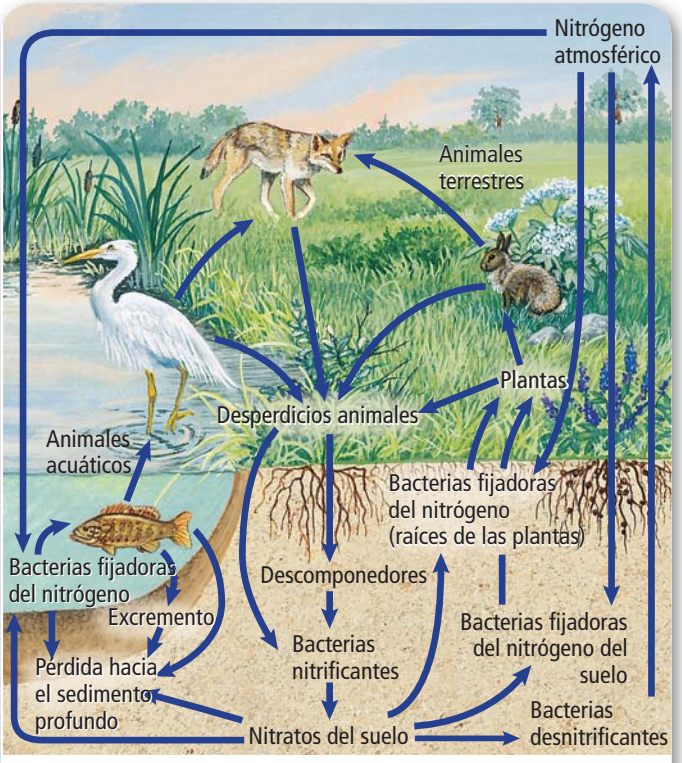


Figura 2.4 El nitrógeno se usa y reutiliza a medida que recorre un ciclo continuo por el medio ambiente. En cada etapa del diagrama, el nitrógeno podría convertirse a formas distintas, pero los átomos no se crean ni se destruyen.

CONCEPTS IN MOTION

Interactive Figure Para ver una animación del ciclo del nitrógeno, visita glencoe.com.

QUIMILAB

CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Antecedentes

El ácido clorhídrico reacciona con metales como zinc, magnesio y aluminio. Se desprende un gas incoloro y parece como si desapareciera el metal. ¿Qué les sucede a los átomos de los metales en estas reacciones? ¿Se destruyen? De no ser así, ¿dónde están?

Pregunta

¿Qué les ocurre a los átomos de un metal cuando reaccionan con un ácido?

Objetivos

- **Infiere** lo que le ocurre a los átomos durante un cambio químico.
- **Compara** los resultados experimentales con la ley de la conservación de la materia.

Preparación

Materiales

zinc granular
HCl *1M*
matraz Erlenmeyer de 125 mL
probeta graduada de 10 mL
guante para horno
parrilla de calentamiento
balanza
espátula

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Maneja con cuidado el ácido hidroclorhídrico y los objetos calientes. Ten precaución para no inhalar los gases que despide el matraz.***

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Pesa un matraz Erlenmeyer de 125 mL, limpio y seco, y anota su masa en la tabla con dos cifras significativas (0.01 g).
3. Adquiere una muestra de zinc granular y ponlo en el matraz. Pesa el matraz con el zinc. Registra la masa total en la tabla de datos.

4. Resta los valores para obtener la masa de zinc. La masa de zinc debe oscilar entre 0.20 g y 0.28 g. Si pusiste demasiado zinc, quita un poco con una cucharilla o una espátula hasta que la masa esté dentro del intervalo descrito.
5. Pon en el matraz 10 mL de ácido clorhídrico 1*M*. Agita el contenido y observa cualquier señal de un cambio químico. Registra tus observaciones en la tabla de datos.
6. Pon el matraz en una parrilla de calentamiento como se muestra en la fotografía.

7. Calienta ligeramente el matraz sobre la parrilla de calentamiento. El líquido del matraz no debe hervir. Observa nuevamente cualquier señal de que se está produciendo algún cambio químico y registra las observaciones en la tabla de datos.

8. Finalmente, todo el zinc metálico desaparecerá. Es importante calentar el matraz lentamente. Cuando casi todo el líquido del matraz se haya eliminado, aparecerá un sólido blanco. Detén el calentamiento tan pronto como veas este sólido. Usa un guante para hornos para retirar el matraz de la parrilla de calentamiento. El calor del matraz debe ser suficiente para lograr la evaporación completa del líquido.
9. Deja que el matraz se enfríe. Cuando todo el líquido se haya evaporado, pesa el matraz frío y seco con su contenido. Registra esta masa en la tabla de datos. Calcula la masa de cloruro de zinc producido en la reacción.

Análisis y conclusiones

1. **Calcula** la masa del cloruro de zinc producido en la reacción.
2. **Haz un resumen** ¿Qué le sucedió al zinc?
3. **Interpreta** ¿Cómo es la masa del producto, cloruro de zinc, comparada con la masa de zinc?
4. **Explica** ¿Cómo puedes explicar esta diferencia en la masa?
5. **Infiere** ¿Por qué se calentó el matraz y su contenido?

Aplicación y evaluación

1. **Calcula** Los químicos han determinado que 48 por ciento del cloruro de zinc es zinc. Usa esta información para calcular la masa de zinc del producto que obtuviste. ¿Cuánto pesa esta masa y cuánto la masa de zinc inicial?
2. **Analiza errores** Si la diferencia es mayor que 0.04 g, ¿cómo puedes explicarlo?
3. **Resume** ¿Cómo apoya este experimento la ley de la conservación de la materia?

CONTINÚA INDAGANDO

Analiza ¿Cómo podrías modificar el procedimiento para demostrar mejor la ley de la conservación de la materia?

Datos y observaciones

Tabla de datos	
Masa del matraz Erlenmeyer vacío	
Masa del matraz Erlenmeyer con la muestra de zinc	
Masa de la muestra de zinc	
Masa del matraz Erlenmeyer con el producto de la reacción (cloruro de zinc, $ZnCl_2$)	
Masa del cloruro de zinc producido	
¿Qué observaste cuando al principio se introdujo el ácido clorhídrico al matraz?	
¿Qué observaste cuando empezaste a calentar el matraz?	
¿Qué observaste cuando se evaporó todo el líquido?	

Conexión con la Historia

La política y la química. Diferencias elementales

En la época de Antoine Lavoisier (1743-1794), muchos científicos trataban de explicar la materia como la combinación de los elementos aire, tierra, fuego y agua. El trabajo de Lavoisier cambió la forma de trabajar en química, por lo cual actualmente se le considera como el primer químico moderno. Sin embargo, al igual que otros científicos del siglo XVIII, Lavoisier, como químico, no ganaba lo suficiente para vivir, por lo que trabajaba en una compañía privada que recaudaba impuestos para el rey.

Reconstrucción de la química Lavoisier reorganizó la química. La habilidad de Lavoisier para pesar los reactivos y productos en los experimentos le llevó a descubrir que la masa de los materiales antes de un cambio químico es igual a la masa de los productos después del cambio, lo que constituye la base de la ley de la conservación de la materia. También descubrió que la combustión es el resultado de la reacción con oxígeno.

Reconocimiento internacional Muchos científicos tenían a Lavoisier en alta estima. Benjamin Franklin se empeñó en observar los experimentos de Lavoisier cuando estuvo en Francia solicitando apoyo para la causa de la revolución americana. Thomas Jefferson también siguió muy de cerca los experimentos de Lavoisier.

En 1774, el químico británico Joseph Priestley (**figura 1**), explicó que después de calentar "mercurio calcinado" [que actualmente sabemos que se trata de óxido de mercurio(II)] se obtenía mercurio metálico y se desprendía un gas. Cuando acercó una vela al gas, ésta se quemó con mayor vivacidad. También descubrió que si se dejaba un ratón encerrado en una campana en presencia del gas, el ratón podía respirarlo y seguir vivo. El gas de Priestley era oxígeno, pero como él creía en una vieja teoría sobre la materia llamada flogisto, no lo reconoció como un elemento.

Lavoisier repitió el experimento de Priestley y llegó a la conclusión histórica de que el aire no es una sustancia simple, sino una mezcla de dos gases diferentes. Uno de esos gases, el oxígeno, mantiene la combustión, permite la respiración y enmohece los metales. Lavoisier le dio el nombre al oxígeno.

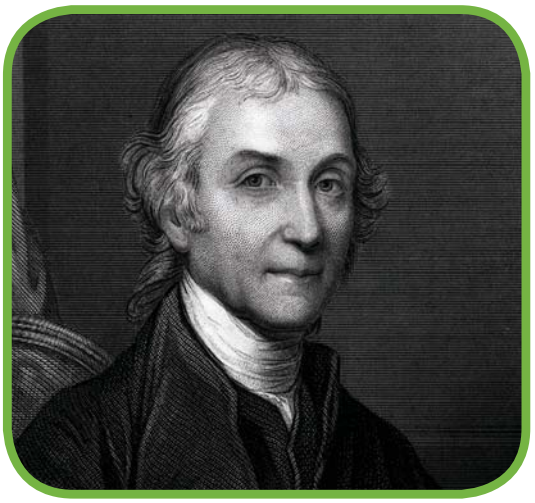


Figura 1 Los experimentos de Joseph Priestley contribuyeron a las conclusiones de Lavoisier.

Precio político Lavoisier pertenecía a la clase profesional de la que provenían muchos líderes de la Revolución francesa. A pesar de su clase y de la alta consideración hacia su persona en el mundo científico, su relación con la firma de recaudación de impuestos le convirtió en blanco de sospechas. Lavoisier fue arrestado y condenado a muerte en un juicio que duró menos de un día. Una apelación para perdonarle la vida le fue denegada cuando un juez argumentó que Francia no necesitaba químicos ni científicos. Ese mismo día fue guillotinado y su cuerpo arrojado a una fosa común. Un amigo de Lavoisier comentó sobre su muerte: "tomó un instante cortar su cabeza, pero tardarán 100 años antes de que Francia produzca otro como él".

Conexión con la Química

1. **Analiza** ¿Por qué fue importante el papel de Lavoisier en el descubrimiento del oxígeno, si él sólo repitió el experimento de Priestley?
2. **Aplica** Lavoisier demostró que una persona consume más oxígeno cuando trabaja que cuando está en reposo. Explica el razonamiento de este descubrimiento.

Hipótesis, teorías y leyes

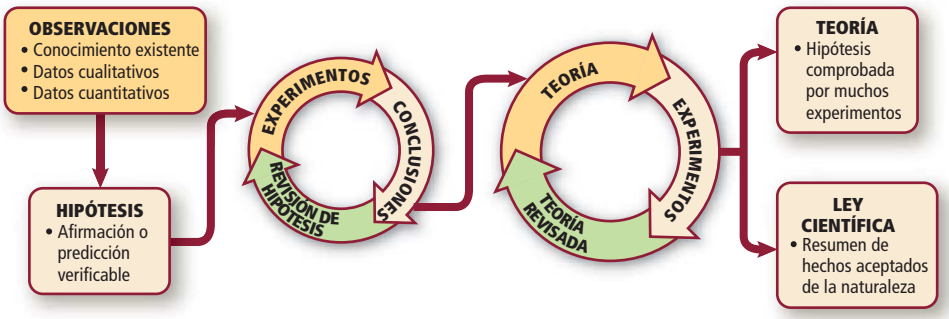
El primer paso para resolver un problema, como el de la composición de la materia, es la observación. Los científicos usan sus sentidos para observar el comportamiento de la materia a nivel macroscópico. Luego de ello pueden proponer una **hipótesis**, que es una suposición, que se debe comprobar, para explicar las observaciones. Por ejemplo, Lavoisier pensaba que la materia era indestructible. Estableció la hipótesis de que toda la materia presente antes de un cambio químico debería permanecer después de dicho cambio.

Para saber si una hipótesis es correcta debe comprobarse mediante la repetición de experimentos e investigaciones. Un **experimento** es una investigación con un control diseñado para comprobar una hipótesis. Los científicos aceptan las hipótesis sustentadas por experimentos e investigaciones y rechazan aquellas que no pueden probarse. Lavoisier realizó cuidadosamente numerosos experimentos usando diferentes cambios químicos para sustentar su hipótesis.

Un cuerpo de conocimientos se construye sobre la base de hipótesis que se apoyan o rechazan. Los científicos desarrollan teorías para organizar sus conocimientos. En el lenguaje no científico, la palabra *teoría* a menudo se usa para referirse a una idea, sin fundamento, sobre algo. Sin embargo, desde el punto de vista científico, una **teoría** es una explicación basada en muchas observaciones y apoyada por los resultados de muchas investigaciones. Por ejemplo, la teoría atómica de Dalton se basó en la observación de la materia en los diversos experimentos realizados una y otra vez por muchos científicos. A medida que los científicos reúnen información, una teoría puede modificarse o reemplazarse por otra. La **figura 2.5** resume un enfoque sistémico usado por los científicos para responder a las preguntas y resolver problemas llamado **método científico**. Los científicos describen sus métodos de investigación al publicar sus resultados. Esto permite a los científicos verificar el trabajo de otros colegas.

Una **ley científica** es, sencillamente, un hecho de la naturaleza que se observa con tanta frecuencia que se acepta como verdad. El hecho de que el sol sale cada mañana por el este es una ley de la naturaleza porque sabemos que se cumple todos los días. En general, se puede usar una ley para hacer predicciones pero no explica por qué ocurre algo. De hecho, las teorías explican las leyes. Una parte de la teoría atómica de Dalton explica por qué es cierta la ley de la conservación de la materia.

Figura 2.5 Los científicos realizan observaciones que conducen a hipótesis. Una hipótesis debe comprobarse por medio de muchos experimentos. Si los resultados experimentales no están de acuerdo con la hipótesis, las nuevas observaciones conducen a otra hipótesis. Una hipótesis que se apoya en muchos experimentos se convierte en una teoría que explica un hecho o un fenómeno de la naturaleza.



Química y sociedad

Reciclaje del vidrio

Imagínate que regresas a tu casa sediento después de un juego de futbol. Llegas al refrigerador y sacas una botella de jugo de manzana helado. En pocos segundos, lo único que queda es la botella vacía. ¿Qué haces con la botella de vidrio? Peor aún, a menos que la botella se recicle, se conservará en un espacio abierto.

Problemas con el reciclaje del vidrio Los fabricantes de vidrio llaman *desperdicio de vidrio* al vidrio triturado reciclado que se puede reutilizar, el cual se muestra en la **figura 1**. No existe dificultad para reciclar vidrio incoloro o vidrio ámbar porque el mercado para esta clase de vidrio es grande. Sólo el vidrio verde, que se encuentra en algunas botellas, representa un problema. Los problemas surgen cuando la producción de desperdicio de vidrio debe cumplir con los requisitos de calidad que exigen las industrias.

Soluciones de los métodos de reciclaje Con frecuencia, debido al colorante que se le agrega, el desperdicio de vidrio verde no puede mezclarse con vidrio incoloro o ámbar. Como la industria de envases de vidrio usa 90 por ciento del desperdicio de vidrio producido, los centros de reciclaje por lo general clasifican el vidrio por colores. El vidrio clasificado se coloca en rampas diferentes y se procesa por separado en los molinos de vidrio. Los productos finales separados son conducidos a las plantas de vidrio, que pagan más por el vidrio clasificado.

Usos del vidrio reciclado Existen dos tipos de desperdicios. El desperdicio de alta calidad es clasificado por color y libre de contaminantes. El desperdicio de baja calidad no es clasificado por color y posiblemente incluya contaminantes, como los plásticos, metales y cerámica. El desperdicio de alta calidad es principalmente usado en los contenedores de las industrias de vidrio, como se ilustra en la **figura 2**. Algunos usos para el desperdicio de alta calidad incluyen abrasivos, el asfalto agregado en las carreteras, fabricación de cuenta y la fibra de vidrio. Algunos usos del desperdicio de baja calidad son el aislamiento de fibra de vidrio, el conjunto de cuenta usado en las carreteras que va por debajo del suelo, reflectores, y decoración del azulejo.

Otro uso del desperdicio es en la restauración de la arena de playa que ha sido erosionada. La erosión alrededor de algunas playas de Florida está siendo controlada y mezclada finamente con la arena de playa a algunas zonas donde la arena está empezando a ser removida por un proceso natural más rápido que siendo reemplazada.

Figura 1 El desperdicio de vidrio puede reutilizarse en muchas industrias.

Figura 2 La industria de envases de vidrio usa desperdicio de vidrio de alta calidad.

ANÁLISIS del tema

1. **Adquiere información** Investiga hasta encontrar cuánto vidrio nuevo se fabrica. Entérate si en la mayoría de las fábricas de vidrio se usa, de forma rutinaria, desperdicio de este compuesto. ¿El uso de desperdicio de vidrio reduce el costo de su fabricación? ¿El uso de desperdicio de vidrio reduce el gasto de energía necesaria para la producción?
2. **Infiere** En Francia, una botella de vino se reutiliza ocho veces antes de reciclarla. En Estados Unidos, es raro que una compañía reutilice las botellas de vino. Si las compañías de vinos estadounidenses empezaran a reutilizar las botellas de vino, ¿qué problemas de marketing y distribución se necesitarían resolver para iniciar un negocio de lavar botellas de vino?

El descubrimiento de la estructura atómica

La teoría atómica de Dalton es *casi* verdadera. Dalton supuso que los átomos son las partículas más pequeñas de la materia, que no pueden dividirse en otras más pequeñas y que todos los átomos del mismo elemento son idénticos. Sin embargo, su teoría tuvo que modificarse a medida que se hicieron nuevos descubrimientos a finales del siglo XIX y principios del XX. Actualmente sabemos que los átomos están formados por partículas más pequeñas y que los átomos del mismo elemento son casi, pero no exactamente, iguales. En esta sección estudiarás los descubrimientos que condujeron a la teoría atómica moderna.

El electrón Como consecuencia de la teoría atómica de Dalton, la mayoría de los científicos del siglo XIX creían que el átomo era como una minúscula esfera sólida que no podía dividirse en partes menores. En 1897, un físico británico, J.J. Thomson, descubrió que el modelo de la esfera sólida no era correcto.

Thomson usó, en sus experimentos, un tubo al vacío, como el que se muestra en la **figura 2.6**, del cual se extrajeron todos los gases que contenía. En cada extremo del tubo se colocó una pieza metálica llamada electrodo conectada a una terminal metálica fuera del tubo. Estos electrodos adquieren una carga eléctrica cuando se conectan a una fuente de alto voltaje. Cuando los electrodos están cargados, unos rayos viajan en el tubo desde el electrodo negativo, que es el cátodo, hacia el electrodo positivo, que se llama ánodo. Debido a que el origen de estos rayos es el cátodo, se denominan rayos catódicos.

Thomson descubrió que los rayos se desvían hacia una placa con carga positiva y se alejan de una placa con carga negativa. Él sabía que los objetos con cargas iguales se repelen entre sí, mientras que los objetos con cargas contrarias se atraen. Thomson concluyó que los rayos catódicos estaban constituidos por partículas invisibles con carga negativa, a las que llamó **electrones**. Los electrones provenían de la materia (átomos) del electrodo negativo.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección a tu modelo de papel.

Figura 2.6 Cuando se aplica un voltaje elevado a un tubo de rayos catódicos, éstos forman un haz que produce un resplandor verde en una pantalla fluorescente. El polo de un imán desvía los rayos catódicos en ángulo recto respecto a la dirección del campo.

Determina *¿Qué pasaría si se invierte el imán?*

NOTICIAS de la materia

Thomson no le dio su nombre al electrón, lo cual hizo un científico irlandés, George J. Stoney, en 1874, quien fue el primero que calculó su carga a pesar de que no pudo probar su existencia.

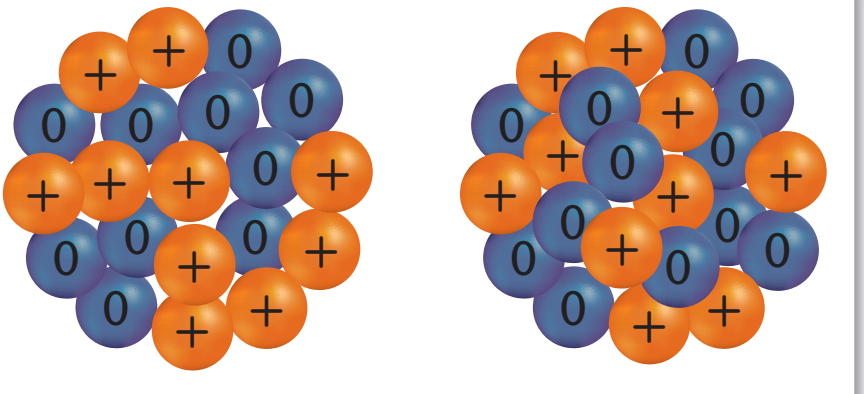
Con base en los experimentos de Thomson, los científicos concluyeron que los átomos no eran esferas neutras, sino algo formado por partículas con carga eléctrica. En otras palabras, los átomos no eran indivisibles sino que estaban formados por partículas más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Experimentos posteriores demostraron que un electrón tiene una masa igual a 1/1 837 de la masa de un átomo de hidrógeno, que es el átomo más pequeño.

La razón te indica que en los átomos debe haber mucho más que electrones. La materia no está cargada negativamente, por lo cual los átomos tampoco pueden estarlo. Si los átomos contienen partículas muy pequeñas con carga negativa, también deben contener partículas positivas, probablemente con una masa mucho mayor que la de los electrones. Los trabajos de los científicos se encaminaron a descubrir dichas partículas.

Los protones y neutrones En 1886, los científicos descubrieron que un tubo de rayos catódicos emitía rayos, no sólo desde el cátodo, sino también desde el ánodo, que tiene carga positiva. Al igual que los rayos catódicos, éstos también son desviados por campos eléctricos y magnéticos, pero en dirección opuesta a la que experimentan los rayos catódicos. Thomson pudo demostrar que estos rayos tenían una carga eléctrica positiva. Unos años más tarde los científicos determinaron que estos rayos estaban constituidos por partículas subatómicas con carga positiva llamadas **protones**. La cantidad de carga de un electrón y de un protón es igual, aunque opuesta, pero la masa de un protón es mucho mayor que la masa de un electrón. Además, se descubrió que la masa de un protón es sólo ligeramente menor que la masa de un átomo de hidrógeno.

Hasta este momento parecía que los átomos estaban formados por el mismo número de electrones y protones. Sin embargo, en 1910, Thomson descubrió que el neón tenía átomos con dos masas diferentes, como se muestra en la **figura 2.7**. Los átomos de un elemento que son químicamente semejantes pero difieren en cuanto a su masa se llaman **isótopos** del elemento. Actualmente los químicos saben que el neón está formado por tres isótopos naturales. El tercero era demasiado escaso para que Thomson lo detectara.

Debido al descubrimiento de los isótopos, los científicos formularon la hipótesis de que los átomos contenían todavía un tercer tipo de partícula que explicaba las diferencias de masa. Los cálculos demostraron que dicha partícula tenía una masa igual que la del protón pero no tenía carga eléctrica. La existencia de esta partícula neutra, llamada **neutrón**, se confirmó a principios de 1930.



■ **Figura 2.7** Estos diagramas representan los dos isótopos del neón observados por Thomson. Ambos núcleos tienen 10 protones pero el de la izquierda tiene 10 neutrones y el de la derecha tiene 12 neutrones.

Determina *¿Cuántos protones y neutrones hay en cada átomo?*

MiniLab 2.1

Modelado de isótopos

Cómo modelar isótopos usando monedas Muchos elementos tienen varios isótopos naturales. Los isótopos son átomos del mismo elemento, idénticos en todas sus propiedades con excepción de la masa. Cuando los químicos se refieren a la masa atómica de uno de esos elementos, realmente se refieren al promedio de las masas atómicas de los isótopos del elemento. Puedes usar monedas para representar isótopos. Determina la masa de dos monedas "isótopos" y, luego, la masa promedio de una moneda.

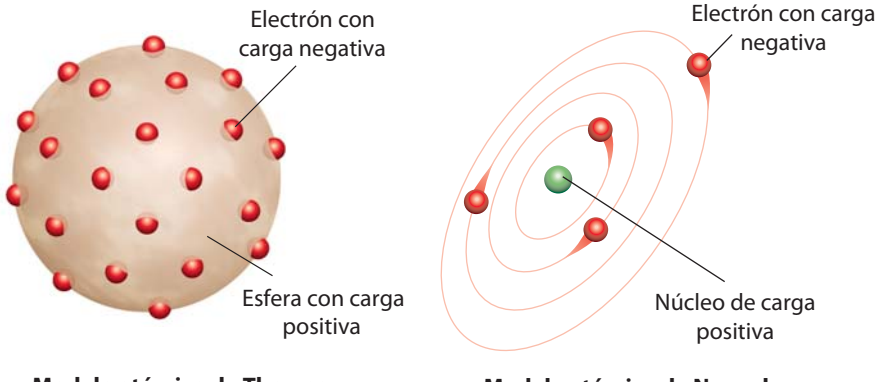
Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad.
2. Pide una **bolsa de monedas** a tu profesor.
3. Ordena las monedas por fecha. Agrúpalas como monedas anteriores y posteriores a 1996.
4. Pesa 10 monedas de cada grupo. Anota la masa hasta centésimos (0.01) de g. Divide la masa total entre 10 para obtener la masa promedio de una moneda del grupo.
5. Cuenta el número de monedas de cada grupo.
6. Con estos datos determina la masa total de todas las monedas anteriores a 1996. De la misma forma calcula la masa total de las monedas posteriores a ese año.

Análisis

1. **Analiza** ¿Cuál es la masa de todas las monedas?
2. **Calcula** Usa la masa y el número total de todas las monedas para calcular la masa promedio de una moneda. ¿Cómo es esta masa comparada con la masa promedio de cada grupo?
3. **Infiere** ¿Por qué pesaste directamente 10 monedas de un grupo y luego dividiste la masa entre 10 para obtener la masa de una moneda? ¿Por qué no pesaste una moneda de cada grupo?

El experimento de Rutherford de la placa de oro Mientras se descubrían todas esas partículas subatómicas, los científicos también trataban de determinar cómo estaban ordenadas las mismas. Después del descubrimiento del electrón, los científicos dibujaban un átomo como minúsculas partículas con carga eléctrica negativa incrustadas en una esfera con carga positiva. Puedes comparar este primer modelo atómico con un pastel con chispas de chocolate (sólo que con chispas de chocolate microscópicas). Casi al mismo tiempo, un físico japonés, Hantaro Nagaoka, propuso un modelo diferente en el que los electrones giraban alrededor de un núcleo central, con carga positiva, es decir algo semejante a Saturno y sus anillos. En la **figura 2.8** se muestran ambos modelos.



■ **Figura 2.8** Thomson representó el átomo como electrones incrustados en una esfera con carga positiva. El modelo de Nagaoka parece un planeta con lunas que giran en un plano. Creía que el núcleo tenía una carga positiva y los electrones, negativos, giraban alrededor de él.

En 1909, un científico del equipo de Ernest Rutherford, en Inglaterra, llevó a cabo el primero de una serie de experimentos importantes que revelaron un ordenamiento muy diferente al modelo del pastel atómico. El experimento de Rutherford se muestra en la **figura 2.9**.

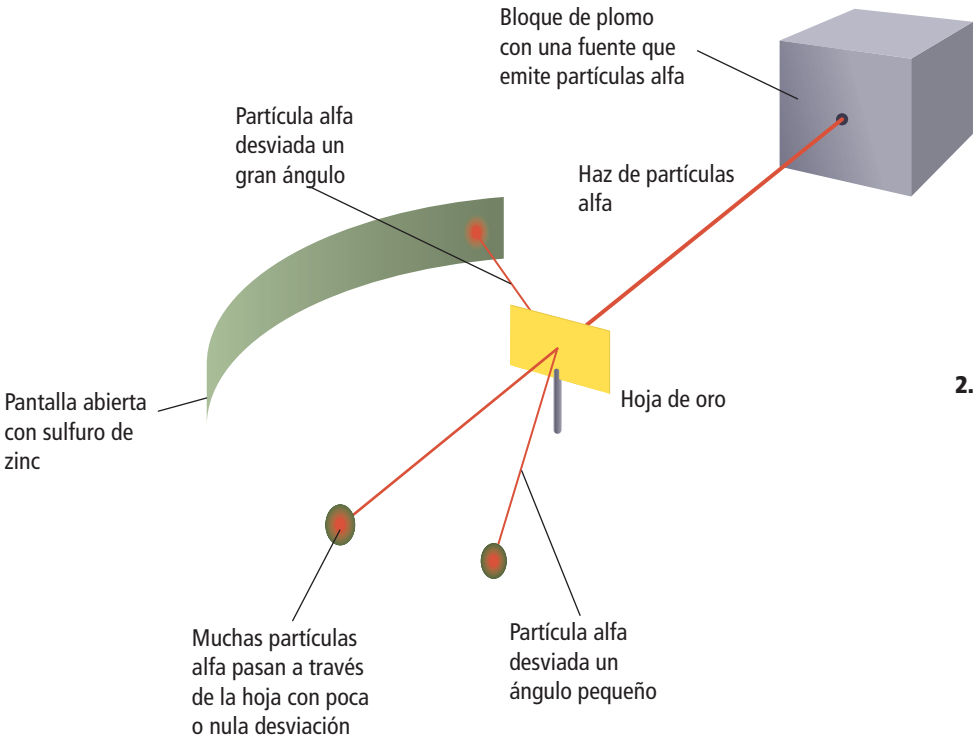
El experimento consta de una cámara de protección de plomo que contiene polonio radiactivo, que emite un rayo de partículas subatómicas con carga positiva a través de un orificio. Actualmente sabemos que las partículas del rayo son agregados que contienen dos protones y dos neutrones llamados partículas alfa. Además, se había colocado una hoja de oro rodeada por una pantalla cubierta con sulfuro de zinc, que brillaba cuando era golpeada por las partículas con carga positiva del rayo.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre el experimento de la hoja de oro, visita glencoe.com.

Figura 2.9 El oro es un metal con el que se puede hacer una hoja de unos cuantos átomos de espesor. El grupo de Rutherford utilizó esta propiedad para realizar su experimento. Si el modelo planetario fuera válido, Rutherford y su equipo hubieran esperado ver que las partículas alfa atravesaban la hoja.

1. La cámara de protección de plomo de Rutherford contenía polonio radiactivo. Debido al decaimiento del polonio se emitían núcleos de helio, que constan en dos protones y dos neutrones. Estos núcleos se llaman partículas alfa. Como no tienen electrones, tienen carga positiva.



2. Cuando el haz golpea la lámina de oro, la mayoría de las partículas la atraviesan en línea recta, como si no hubiera nada.

3. Sin embargo, unas cuantas partículas del haz se desvían. Unas sufren una ligera desviación, pero otras rebotan. Imagínate lanzar una pelota de beisbol hacia una hoja de un pañuelo de papel y que la pelota rebote regresando hacia ti. Los colegas de Rutherford se sorprendieron enormemente.

El modelo nuclear del átomo Para explicar los resultados del experimento, el equipo de Rutherford propuso un nuevo modelo para el átomo. Debido a que la mayoría de las partículas atravesaban la hoja concluyeron que el átomo era casi totalmente espacio vacío. Como algunas partículas se desviaban, propusieron que el átomo tenía una parte central pequeña, densa, con carga positiva, llamada **núcleo**. El nuevo modelo del átomo, como lo dibujó el grupo de Rutherford en 1911, se muestra en la **figura 2.10**.

Imagina cómo afectó este modelo la visión de la materia, cuando se presentó en 1911. Cuando la gente miraba una placa de acero o un bloque de piedra, se preguntaban si esta materia pesada y sólida era prácticamente espacio vacío. Aun así, este modelo atómico probó ser razonablemente exacto.

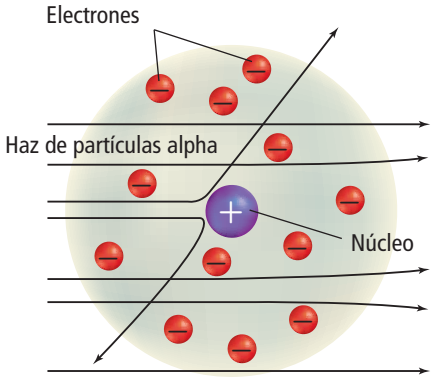
Como ejemplo de que un átomo tiene muchos espacios vacíos, se considera el átomo más sencillo, el de hidrógeno, que consiste en un electrón y un núcleo de un protón. Si el protón del hidrógeno aumentara de tamaño hasta alcanzar el de una pelota de golf, el electrón se encontraría a una milla de distancia y el átomo tendría un diámetro de 2 millas. Para tener una idea de lo pequeño que es un átomo, considera que en una gota de agua hay 6 500 000 000 000 000 000 000 (6.5×10^{21}) átomos. Si necesitas ayuda para representar cantidades muy grandes o muy pequeñas al usar la notación científica, estudia la *Guía para adquirir experiencia*, apéndice A, en la página 794.

LABORATORIO EN CASA

Ve la página 868 para encontrar la práctica de laboratorio **Comparación de los tamaños en el átomo**

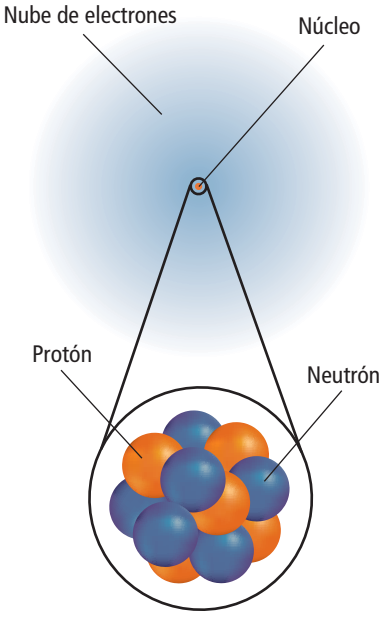
■ **Figura 2.10** Los experimentos de Rutherford confirmaron un modelo de átomo con un núcleo denso con carga positiva.
Infiere ***¿Por qué se desvían las partículas alfa?***

Modelo de Rutherford



Recuerda que el haz de partículas tiene carga positiva. Si el núcleo tuviera carga negativa, estas partículas se atraerían entre sí. Sin embargo, en el experimento de Rutherford, algunas de las partículas alfa se desviaban. Esto indicó que el núcleo es pequeño, denso y tiene carga positiva.

Modelo moderno



En el modelo nuclear actual, los átomos están compuestos por un núcleo que contiene protones y neutrones. Una nube de electrones rodea al núcleo.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más con los números atómicos, ve a los Problemas adicionales de práctica, en la página 808.

Números atómicos

Mira la tabla periódica colgada en la pared de tu salón de clases, o la que está en la parte de atrás de este libro. Observa que los elementos están numerados, 1 para el hidrógeno, 2 para el helio, pasando por 8 para el oxígeno hasta números mayores de 100 para los elementos más nuevos obtenidos en el laboratorio. A primera vista, parece que esos números sólo son para contar los elementos, sin embargo, significan algo más. Cada número representa el número atómico de ese átomo. El **número atómico** de un elemento es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo de ese elemento. El número de protones es el que determina la identidad de un elemento así como muchas de sus propiedades químicas y físicas, como podrás ver más adelante.

Como los átomos no tienen carga eléctrica, un átomo debe tener tantos electrones como protones en su núcleo. Por tanto, el número atómico de un elemento también indica el número de electrones en un átomo neutro del elemento.

Isótopos ¿Recuerdas los neutrones? Esas partículas neutras también se encuentran en el núcleo de todos los átomos, excepto en el isótopo más sencillo del hidrógeno. La masa de un neutrón es casi igual que la masa de un protón. La suma de protones y neutrones del núcleo es el **número de masa** de un átomo en particular. Los isótopos de un elemento tienen diferente número de masa porque tienen diferente número de neutrones, pero todos tienen el mismo número atómico. Un isótopo se identifica escribiendo el nombre o el símbolo del átomo seguido por su número de masa. Recuerda que Thomson descubrió que el neón de origen natural es una mezcla de isótopos. Los tres isótopos del neón son Ne-20 (90.5%), Ne-21 (0.2%) y Ne-22 (9.3%). Todos los isótopos del neón tienen 10 protones y 10 electrones. El Ne-20 tiene 10 neutrones, el Ne-21, 11 neutrones, mientras que el Ne-12 tiene 12 neutrones. Observa los isótopos del litio en la **figura 2.11**.

Figura 2.11 El potasio tiene tres isótopos que ocurren de manera natural: potasio-39, potasio-40 y potasio-41.
Elabora *una lista del número de protones, neutrones y electrones en cada isótopo de potasio.*

	Potasio-39	Potasio-40	Potasio-41
Protones	19	19	19
Neutrones	20	21	22
Electrones	19	19	19

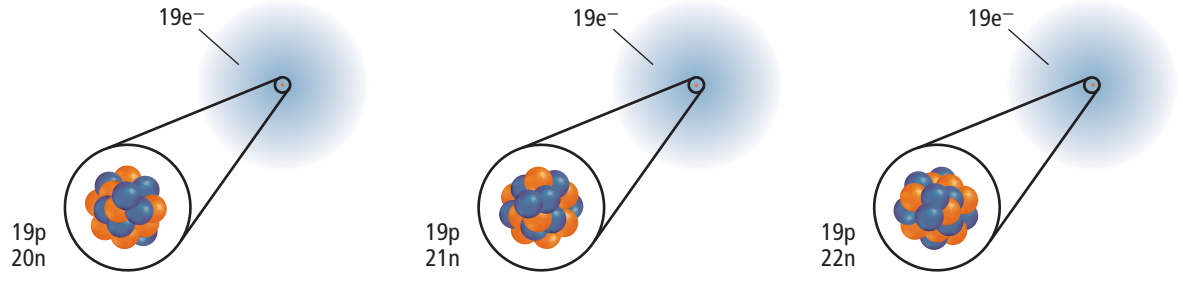


Tabla 2.1 **Partículas atómicas**

Concepts In Motion

Interactive Table Explora las propiedades de las partículas de un átomo en glencoe.com.

Partícula	Símbolo	Carga	Número de masa	Masa en gramos	Masa en u
Protón	p^+	1+	1	1.67×10^{-24}	1.01
Neutrón	n	0	1	1.67×10^{-24}	1.01
Electrón	e^-	1–	0	9.11×10^{-28}	0.00055

Masa atómica

Recuerda que hay alrededor de 6.5×10^{21} átomos en una gota de agua. Si consideras el número de átomos en una sola gota de agua, puedes entender que los átomos tienen una masa muy pequeña. Para establecer la masa de un átomo, en gramos, es necesario trabajar con números muy pequeños. En la **tabla 2.1** se muestra la masa, en gramos, de los protones, neutrones y electrones. Observa los símbolos abreviados que se usan para las partículas. A lo largo de este libro encontrarás esos símbolos.

Como puedes ver, debes usar números pequeños para establecer, en gramos, la masa de un átomo. Para simplificar la comparación entre las masas de diferentes átomos, los químicos han desarrollado una unidad de masa diferente llamada **unidad de masa atómica**, que se designa con el símbolo u. Un átomo del isótopo de carbono-12 contiene seis protones y seis neutrones y tiene un número de masa de 12. Los químicos han definido que el átomo de carbono-12 tiene una masa de 12 unidades de masa atómica. Por tanto, 1 u = 1/12, la masa de un átomo de carbono-12. Como puedes ver en la **tabla 2.1**, 1 u es aproximadamente la masa de un protón o de un neutrón.

Observa otra vez la tabla periódica. Cada casilla contiene varias partes con información acerca del elemento, como se muestra en la **figura 2.12**. El número de la parte inferior de cada casilla indica la masa atómica promedio del elemento. Este número es un promedio ponderado de la masa de todos los isótopos naturales de ese elemento. Los científicos usan un instrumento llamado espectrómetro de masas para determinar la cantidad y la masa de los isótopos de un elemento, así como la abundancia de cada uno de ellos.

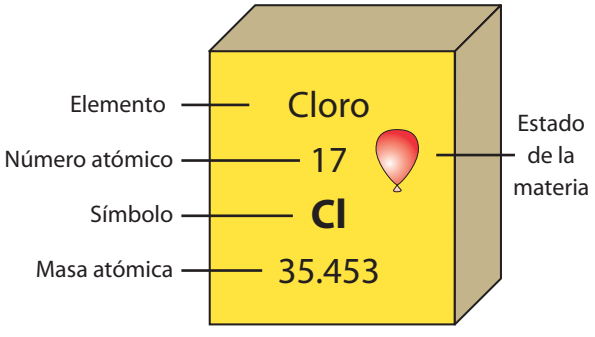
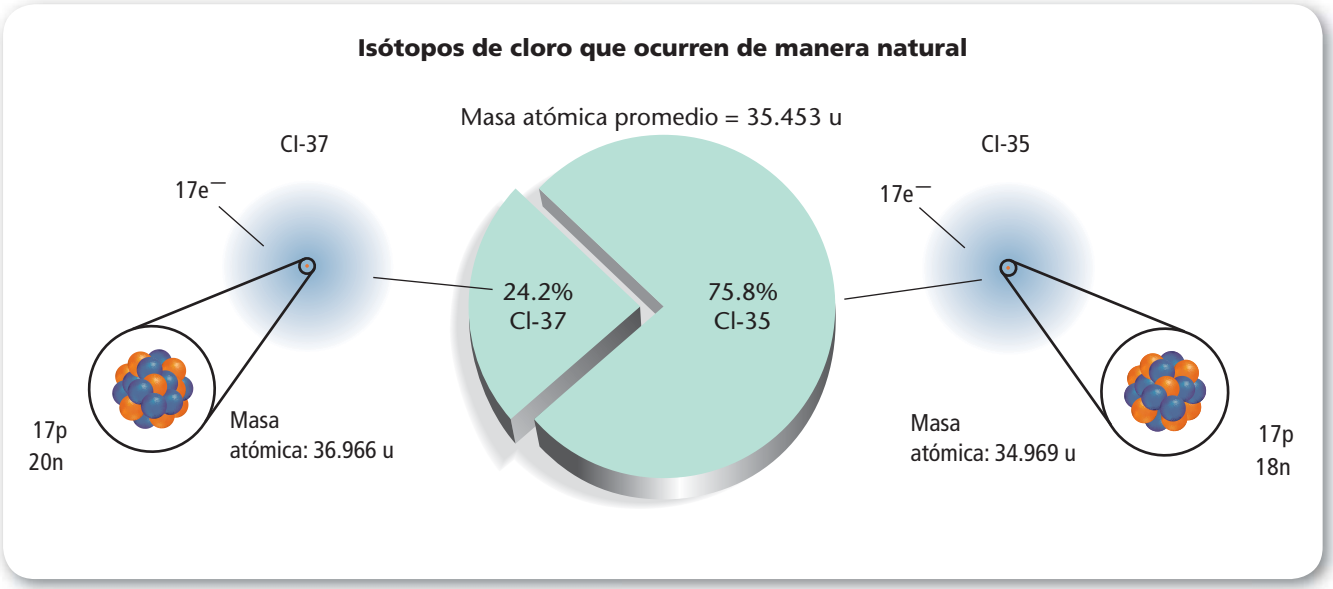


Figura 2.12 Cada bloque de la tabla periódica muestra el número del elemento, su símbolo, nombre, estado físico a temperatura ambiente y la masa promedio de sus átomos.



■ **Figura 2.13** Para calcular la masa atómica promedio que se pesó, necesitas calcular la contribución de masa de los isótopos que ocurren de manera natural. Para el cloro, debes considerar dos isótopos, Cl-35 y Cl-37.

Actualmente, los científicos han determinado la masa y abundancia de los isótopos de todos los elementos, menos de los elementos inestables. Estos datos se han usado para calcular las masas atómicas promedio de la mayoría de los elementos. Los isótopos de los cuatro más comunes se muestran en la **figura 2.13**. A medida que revises la figura, imagina que tienes 1 000 átomos de cloro. En promedio, 758 de esos átomos (redondeados al átomo entero más cercano) tienen una masa de 34.969 u, y la masa total suma 758 × 34.969 u = 26 507 u. Asimismo, 242 átomos tienen masas de 36.966 u, lo que resulta en una masa total de 8 946 u. La masa para los 1 000 átomos es 26 507 u + 35 453 u. Esto significa que la masa promedio de un átomo de cloro es aproximadamente 35.453 u.

Sección 2.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Los científicos hacen hipótesis con base en sus observaciones.
- La teoría atómica de Dalton establece que la materia está compuesta por átomos indestructibles.
- Los experimentos a finales del siglo XIX y principios del siglo XX revelaron que la masa de un átomo está concentrada en un núcleo diminuto.
- El número de protones en el núcleo de un átomo se llama número atómico y es igual al número de electrones en el átomo.
- Los átomos de un mismo elemento siempre tienen el mismo número de protones y electrones.

1. Idea PRINCIPAL **Haz un diagrama** de la estructura de un átomo típico. Identifica dónde se sitúa cada partícula subatómica.
2. **Concluye** ¿A qué conclusiones sobre la naturaleza de la materia llegaron los científicos a partir de la ley de las proporciones definidas?
3. **Explica** ¿Cómo supieron los científicos que los rayos catódicos tenían una carga eléctrica negativa?
4. **Contrasta** ¿En qué difieren los isótopos de un elemento entre sí?
5. **Haz una lista** Revisa la **figura 2.12** de la página 65. Luego, consulta la tabla periódica en la parte posterior del libro y haz una lista de toda la información que proporciona la tabla para el elemento bromo.
6. **Infiere** ¿Por qué Rutherford concluyó que el núcleo de un átomo tiene una carga positiva en vez de una carga negativa? Resume las conclusiones que sacó el equipo de Rutherford acerca de la estructura de un átomo.
7. **Evalúa** El isótopo de carbono que se usó para fechar artefactos arqueológicos contiene seis protones y ocho neutrones. ¿Cuál es el número atómico de este isótopo? ¿Cuántos electrones tiene? ¿Cuál es su número de masa?

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 2.2

Objetivos

- **Relacionar** al electrón con la teoría atómica moderna.
- **Comparar** los niveles de energía de un electrón dentro de un átomo.
- **Ilustrar** los electrones de valencia mediante estructuras de punto electrón de Lewis.

Revisión de vocabulario

átomo: partícula más pequeña de un cierto tipo de materia

Vocabulario nuevo

espectro electromagnético
espectro de emisión
nivel energético
nube electrónica
electrón de valencia
diagrama de puntos de Lewis

Electrones en los átomos

Idea PRINCIPAL **Cada elemento tiene un arreglo de electrones único.**

Conexión de la lectura con el mundo real Imagina que subes por una escalera y tratas de pararte entre los peldaños. A menos que puedas sostenerte en el aire, no podrías hacerlo. Cuando los átomos están en varios estados de energía, los electrones se comportan de una manera muy parecida a una persona que sube y baja por los peldaños de una escalera.

Los electrones en movimiento

Como aprendiste en la sección 2.1, el átomo es, en su mayor parte, espacio vacío, excepto que el espacio no está completamente vacío. Este espacio está ocupado por los electrones de los átomos. Ahora, observa con más detalle cómo conocieron los científicos el movimiento y la distribución de los electrones.

Movimiento electrónico y energía Si consideramos que los electrones son negativos y que el núcleo de un átomo contiene a los protones, con carga positiva, ¿por qué los electrones no son atraídos hacia el núcleo, manteniéndose ahí? Los científicos de principios del siglo xx se asombraron por ello.

Niels Bohr (1885-1962), un científico danés que trabajó con Rutherford, sostuvo que los electrones tenían la suficiente energía para mantenerse en movimiento constante alrededor del núcleo. Comparó el movimiento de los electrones con el movimiento de los planetas que giran alrededor del Sol. Aunque éste atrae a los planetas mediante la fuerza de gravedad, éstos se mueven con la suficiente energía para permanecer en órbitas estables alrededor de él. De la misma forma, para lanzar satélites se utilizan cohetes que les proporcionan la suficiente energía de movimiento para que permanezcan en órbita alrededor de la Tierra, como se muestra en la **figura 2.14**. De manera similar, los electrones tienen una energía de movimiento que les permite vencer la atracción del núcleo positivo y los mantiene en movimiento alrededor del núcleo. La visión de Bohr del átomo, que propuso en 1913, se llamó modelo del sistema planetario.

Figura 2.14 En su viaje alrededor de la Tierra este satélite está sujeto a fuerzas balanceadas. Si aumenta la energía de su movimiento, aumenta su velocidad y se mueve hacia una órbita más alejada de la Tierra.

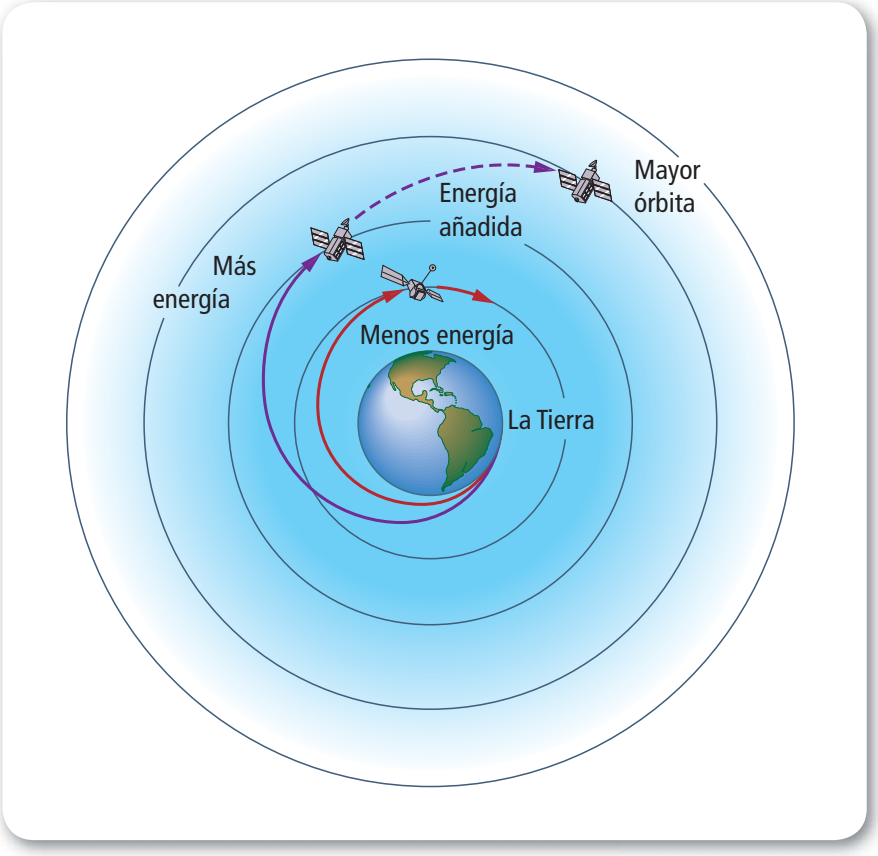


Figura 2.15 Un satélite puede girar alrededor de la Tierra casi a cualquier altura, lo cual depende de la cantidad de energía utilizada en su lanzamiento. Por otra parte, los electrones sólo ocupan órbitas con ciertas energías.

Cuando se lanza un satélite a una órbita, la cantidad de energía determina a qué distancia de la Tierra se desplazará. Si se le proporciona un poco más de energía, el satélite alcanzará una órbita ligeramente más alta; con menor energía, se ubicará hacia una órbita más baja, como se muestra en la **figura 2.15**. Sin embargo, parecía que los electrones no se comportaban de la misma manera. Por el contrario, los experimentos demostraron que los electrones ocupaban sólo órbitas con cierta cantidad de energía. El modelo de Bohr tenía que explicar estas observaciones.

El espectro electromagnético

Para impulsar un satélite a una órbita mayor se requiere de la energía del motor de un cohete. Una manera de incrementar la energía de un electrón es suministrándole energía en forma de electricidad de alto voltaje. Otra manera implica el suministro de radiación electromagnética, también llamada energía radiante. La energía radiante viaja en forma de ondas que tienen tanto propiedades eléctricas como magnéticas. Estas ondas electromagnéticas pueden viajar a través del espacio vacío, como lo sabes, por lo mismo que la energía radiante del Sol viaja hacia la Tierra todos los días. Como puedes suponer, las ondas electromagnéticas viajan a través del espacio a la velocidad de la luz, que es aproximadamente de 300 millones de metros por segundo.

La frecuencia y la longitud de onda son dos propiedades de las ondas. El número de vibraciones por segundo es la frecuencia de onda. La unidad científica de la frecuencia es el Hertz (Hz). La longitud de onda es la distancia entre los puntos correspondientes en dos olas consecutivas. Una frecuencia baja es el resultado de una longitud de onda larga, y una frecuencia alta es el resultado de una longitud de onda más corta.

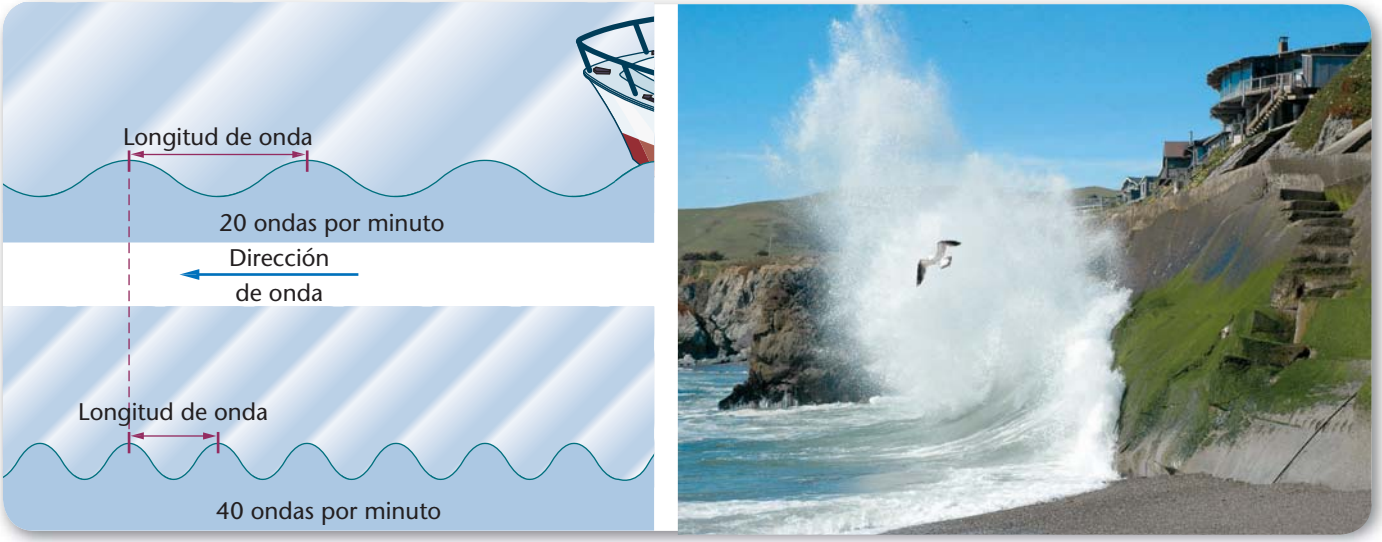


Figura 2.16 Las ondas transfieren energía, como lo prueba el daño que causan estas enormes olas durante un huracán. Las casas construidas a la orilla del mar son azotadas por las olas continuamente, la erosión que resulta de esta transferencia de energía hace que sean peligrosas. En la foto de arriba, se construyó una pared de concreto para proteger a las casas.

Transferencia de energía de las ondas Si alguna vez has visto las ondas que forma el agua al romperse en una ribera o has escuchado vibrar objetos en un cuarto como consecuencia de ondas sonoras fuertes, ya sabes que las ondas transfieren energía de un lugar a otro. Las ondas electromagnéticas tienen las mismas características que las otras ondas, como puedes verlo en la **figura 2.16**.

La radiación electromagnética incluye ondas de radio que llevan las transmisiones hasta tu radio y televisión, la radiación de microondas, que se usa para calentar los alimentos en un horno de microondas, la energía calorífica, que se usa para tostar el pan, y la forma más común, la luz visible. Todas estas formas de energía radiante son parte de un intervalo completo de radiación electromagnética llamado **espectro electromagnético**. En la **figura 2.17** se muestra una porción de este espectro.

Figura 2.17 La luz blanca es una mezcla de todos los colores de la luz visible. Siempre que la luz blanca pasa a través de un prisma o una rejilla de difracción, se separa en un intervalo de colores llamado espectro de la luz visible. Cuando la luz del sol atraviesa las gotas de lluvia, se separa en los colores del arco iris.

En la **figura 2.18** se muestra el espectro electromagnético completo. Advierte que sólo una pequeña parte del espectro electromagnético está formada por la luz visible. Observa que las ondas electromagnéticas de mayor frecuencia tienen mayor energía que las ondas de menor frecuencia. Por tanto, una onda de radio con una longitud de onda de 30 000 m —casi 19 millas— tiene mucho menos energía que un rayo gamma con una longitud de onda de 3×10^{-14} m. Éste es un hecho importante que debes recordar cuando estudies la relación de la luz con la estructura atómica.

■ **Figura 2.18** Todas las formas de la energía electromagnética interactúan con la materia, y la capacidad de las diferentes ondas para penetrar en la materia es una medida de la energía de las mismas. Observa que el espectro no se corta en los límites mostrados abajo. Hay ondas de radio más largas y rayos gamma más cortos.

A. Las **ondas de radio** tienen las menores frecuencias del espectro electromagnético. En la banda de radio de AM, el intervalo de las frecuencias va desde 550 kHz (kilohertz) hasta 1 700 kHz, mientras que las longitudes de onda oscilan desde casi 200 m hasta 600 m.

B. Las **microondas** son ondas de baja frecuencia y baja energía que se usan para las comunicaciones y para cocinar.

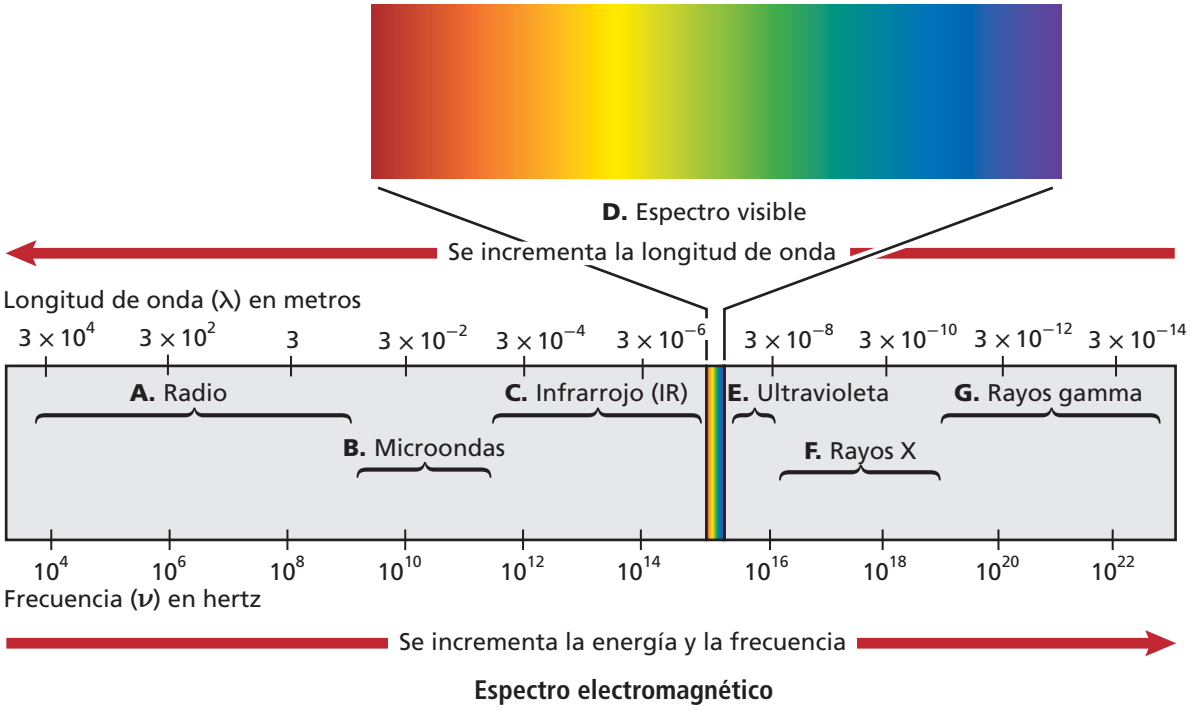
C. Las **ondas infrarrojas** tienen menor energía que la luz visible. El cuerpo humano, así como muchos otros objetos calientes, emiten radiación infrarroja. Experimentamos los rayos infrarrojos como el calor radiante que sientes cuando estás cerca del fuego o de un calentador eléctrico.

D. Las **ondas de luz visible** son la parte del espectro electromagnético a la que son sensibles los ojos. Nuestros ojos y cerebro interpretan las diversas frecuencias como diferentes colores.

E. Las **ondas ultravioleta** son ligeramente más energéticas que las ondas de la luz visible. La radiación ultravioleta es la parte de la luz del sol que provoca quemaduras. El ozono de la parte alta de la atmósfera de la Tierra absorbe la mayoría de la radiación ultravioleta del Sol.

F. Los **rayos X** tienen menor frecuencia que los rayos gamma, pero se consideran rayos con alta energía. Estos rayos atraviesan los tejidos blandos del cuerpo, pero son detenidos por tejidos más duros, como el tejido óseo.

G. Los **rayos gamma** tienen las frecuencias más altas y las menores longitudes de onda. Debido a que los rayos gamma son los más energéticos del espectro electromagnético, pueden atravesar la mayoría de las sustancias.



Espectro electromagnético

Aurora boreal

En la vida real nunca podrás ver luces con los colores como los que brillan en el cielo nocturno de la fotografía en la **figura 1**. Estás viendo la aurora boreal, una fabulosa luz visible sólo a altas latitudes al norte de nuestro planeta. Alguna vez se pensó que estas luces eran el reflejo de los bloques de hielo polares. Una aurora ocurre a una distancia de entre 100 y 1 000 km de la Tierra. En la actualidad, los científicos saben que las auroras son el efecto más visible en la atmósfera de la Tierra de la actividad cíclica del sol.

Causa de las auroras Se supone que las auroras son provocadas por el viento solar, que es un flujo continuo de electrones y protones desde el Sol. Estas partículas con alta energía y con carga eléctrica son atrapadas por el campo magnético de la Tierra y penetran a la ionosfera. Una vez allí, las partículas chocan con moléculas de oxígeno y nitrógeno y les transfieren energía. La energía hace que los electrones de estos átomos y moléculas se trasladen hacia niveles de mayor energía. Cuando los electrones regresan a los niveles de menor energía liberan en forma de luz la energía absorbida.

Características de la aurora Cuando las frecuencias de la energía radiante liberada por las moléculas están en el intervalo visible, pueden verse como una aurora. Cuando el oxígeno atómico libera energía a una altura de entre 100 y 150 km emite una luz verde blanquecina. El nitrógeno molecular produce una luz roja.

Los átomos de nitrógeno más abajo en la ionosfera, a menos de 100 km, producen una luz roja cuando son golpeados por los electrones. Esta luz roja tenue suele verse a lo largo del borde inferior de las auroras. Más arriba en la atmósfera, a cerca de 200 km, los átomos de nitrógeno pueden emitir luz azul y violeta.

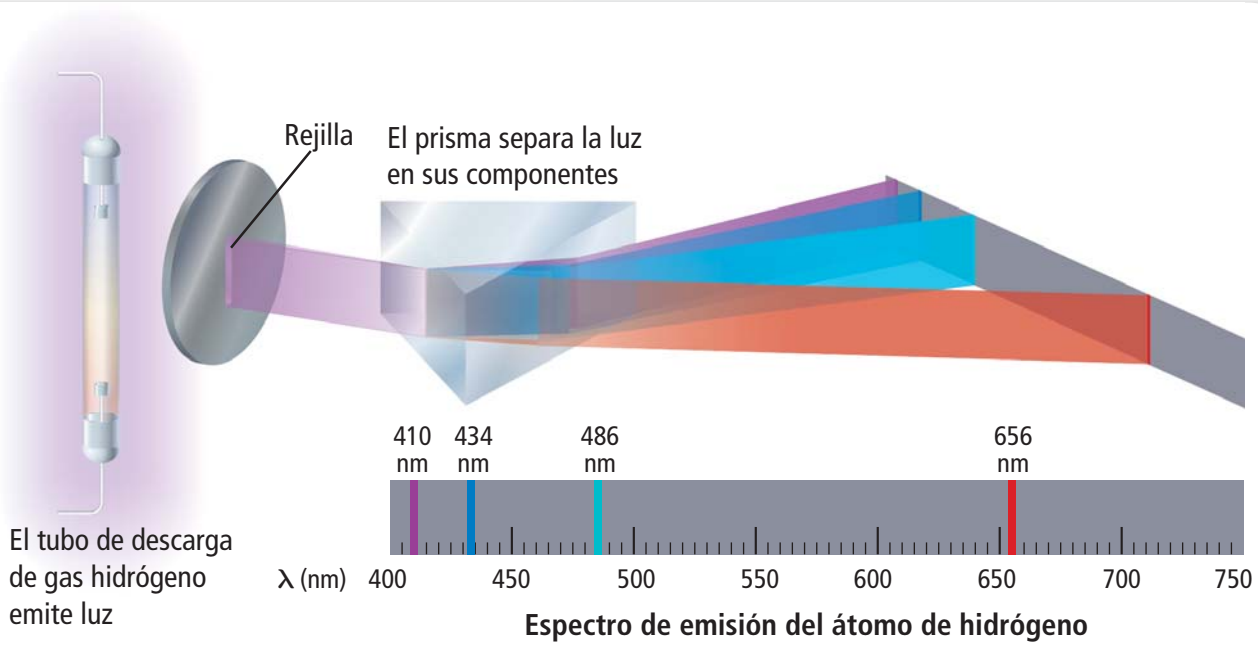
En general, la aurora suele verse en latitudes polares porque los protones y electrones de alta energía se mueven a lo largo de las líneas del campo magnético de la Tierra. Como estas líneas emergen de la Tierra cerca de los polos magnéticos, es ahí donde las partículas interactúan con el oxígeno y el nitrógeno para producir una fabulosa exhibición de luz. También se pueden ver las auroras en latitudes extremas del sur. Este fenómeno se llama aurora austral.

Figura 1 La aurora boreal como se ve en las latitudes polares.

La aurora boreal recibe su nombre en honor a Aurora, diosa romana del amanecer, y a Boreas, nombre griego para el viento del norte. La aurora *australis* debe su nombre a la misma diosa romana, Aurora, y a *australis*, palabra latina que significa "del sur".

Conexión con la Química

1. **Aplicaciones** ¿Cómo se relaciona la aurora boreal con la estructura de un átomo?
2. **Infiere** ¿Cuál de las características de una aurora indica que es causada por los vientos solares y no por la reflexión del hielo polar?



■ **Figura 2.19** La luz violeta emitida por el hidrógeno puede separarse en sus distintos componentes usando un prisma. El hidrógeno tiene un espectro de emisión atómico que contiene cuatro líneas de diferentes longitudes de onda.

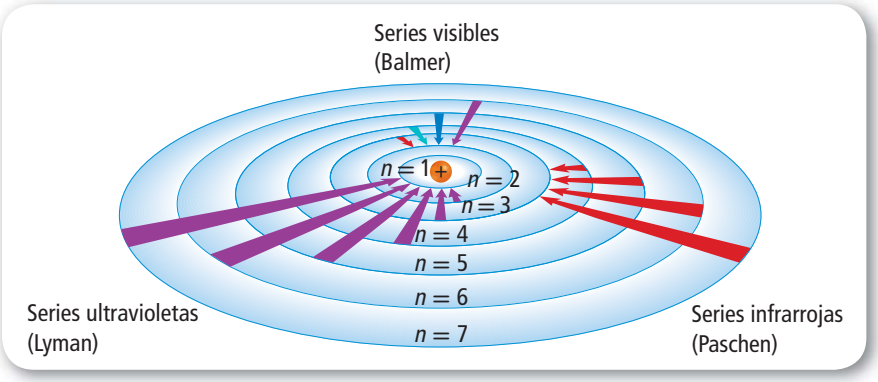
Determina *¿Cuál es la línea que tiene más energía?*

Los electrones y la luz

¿Qué hace el espectro electromagnético con los electrones? Todo tiene relación con la energía, es decir, la energía de movimiento del electrón y la energía de la luz. Así, cuando los científicos hicieron pasar una corriente eléctrica de alto voltaje a través del hidrógeno, éste absorbió parte de la energía. Estos átomos de hidrógeno excitados regresaban la energía absorbida en forma de luz, como se muestra en la **figura 2.19**. Al hacer pasar esa luz a través de un prisma se observó que la luz constaba de frecuencias específicas y no del intervalo completo de la luz blanca. El espectro de luz liberada por los átomos excitados de un elemento recibe el nombre de **espectro de emisión** del elemento. Cada elemento tiene un espectro de emisión diferente.

Evidencias de los niveles energéticos ¿Cómo se podía explicar el hecho de que el espectro de emisión del hidrógeno consistía sólo en unas líneas? Bohr supuso que los electrones absorbían energía y se desplazaban hacia estados de mayor energía. Entonces, esos electrones excitados liberaban la energía como ondas de luz cuando regresaban a un estado de menor energía. Pero, ¿por qué se liberaban sólo ciertas frecuencias de luz? Para contestar esta pregunta Bohr sugirió que los electrones sólo podían tener ciertas cantidades de energía. Cuando los electrones absorben energía sólo lo hacen en la cantidad necesaria para moverse hacia un estado específico de mayor energía. Por tanto, cuando los electrones regresan a un estado de menor energía, sólo emiten ciertas cantidades de energía, lo cual da como resultado sólo unos colores específicos de luz. Esta relación se ejemplifica en la **figura 2.20**.

Debido a que los electrones sólo pueden tener ciertas cantidades de energía, Bohr dedujo que se pueden mover alrededor del núcleo sólo a distancias que corresponden a dichas cantidades de energía. Las regiones espaciales en las que



■ **Figura 2.20** Este diagrama muestra cómo interpretaron los científicos el espectro de emisión. Cuando un electrón desciende de una órbita de energía superior a una órbita de energía inferior, se emite un fotón. Las series ultravioleta, visible e infrarroja corresponden a electrones que descienden a $n = 1$, $n = 2$ y $n = 3$, respectivamente. Observa que los descensos de electrones al nivel inferior, emiten frecuencias ultravioleta y los descensos más cortos de electrones al tercer nivel emiten frecuencias infrarrojas.

se pueden mover los electrones alrededor del núcleo de un átomo reciben el nombre de **niveles energéticos**. Los niveles energéticos en un átomo son como los peldaños de una escalera. Cuando subes o bajas por una escalera, debes detenerte en un peldaño. No puedes pararte entre los peldaños.

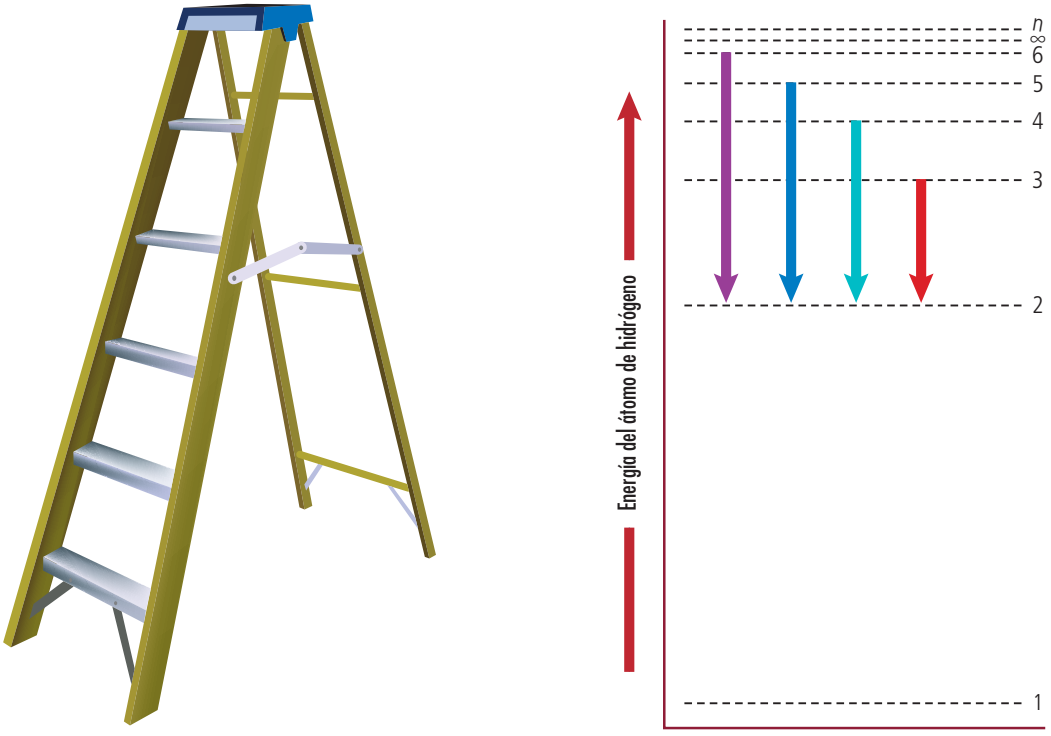
El mismo principio se aplica al movimiento de los electrones entre los niveles energéticos de un átomo. Al igual que tus pies en la escalera, los electrones no pueden sostenerse entre los niveles energéticos. Los electrones deben absorber sólo ciertas cantidades de energía para moverse a niveles superiores. La cantidad está determinada por la diferencia de energía entre los niveles. Cuando los electrones descienden a niveles inferiores, desprenden la diferencia de energía en forma de luz. Puedes comparar el movimiento de los electrones entre los niveles energéticos con el subir y bajar una escalera, como se muestra en la **figura 2.21**.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una animación de la serie de Balmer, visita glencoe.com.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una animación de las transiciones de electrones, visita glencoe.com.



■ **Figura 2.21** Sólo se permiten ciertos niveles energéticos. Los niveles energéticos son similares a los peldaños de una escalera. Las cuatro líneas visibles corresponden a los electrones que descienden de un nivel superior n a la órbita $n = 2$. A medida que n aumenta, los niveles energéticos del átomo de hidrógeno están más cercanos entre sí.

Compara ***los peldaños de una escalera con los niveles energéticos del átomo.***

Química cotidiana

Fuegos artificiales: la producción de un estallido de color

Cuando ves una exhibición de fuegos artificiales de colores, como muestra la **figura 1**, probablemente no piensas en la química. Sin embargo, los creadores son especialistas en su oficio y deben mantenerla en su mente. La preparación de lo que será "el resplandor rojo del cohete" para la exhibición del 4 de julio, día de la independencia de Estados Unidos, se hace a mano. Los empleados aprenden a seguir las precauciones adecuadas para evitar incendios y explosiones.

La química de los fuegos artificiales Por lo general, los fuegos artificiales contienen un oxidante, un combustible, un aglutinante y un productor de color. El oxidante es el componente principal, ya que constituye entre 38 y 64 por ciento del material de los mismos. Un oxidante común es el perclorato de potasio, $KClO_4$. La presencia de cloro en el oxidante proporciona brillo a los colores mediante la producción de sales de cloruro que emiten luz y que forman, cada una, un destello de color con la flama. Cuando se oxida un combustible como aluminio o azufre, produce una reacción exotérmica acompañada de ruido y luces. El aluminio o el magnesio forman una deslumbrante luz blanca azulada. El fuerte ruido proviene de la rápida expansión de los gases producidos. Otros combustibles no sólo elevan la temperatura, sino que también aglutinan todos los materiales.

Color de la flama	Sales que producen color
Rojo	Sales de estroncio, sales de litio carbonato de estroncio, $SrCO_3$ = rojo brillante carbonato de litio, Li_2CO_3 = rojo
Anaranjado	Sales de calcio cloruro de calcio, $CaCl_2$ sulfato de calcio, $CaSO_4 \cdot H_2O$
Amarillo	Sales de sodio nitrato de sodio, $NaNO_3$ criolita, Na_3AlF_6
Verde	Sales de bario cloruro de bario, BaCl = verde brillante
Azul	Sales de cobre acetoarsenito de cobre, $C_4H_6As_6Cu_4O_{16}$ = azul cloruro de cobre (I), CuCl = azul turquesa
Púrpura	Mezcla de sales de estroncio (rojo) y sales de cobre (azul)

Figura 1 Los fuegos artificiales de colores se usan en eventos especiales.

Producción del color Para producir un espectro de emisión de color específico se añade una sal metálica, como las que se muestran en la tabla. Debe tenerse cuidado al seleccionar los ingredientes de modo que el oxidante no reaccione con la sal metálica durante el almacenamiento, porque ello provocaría una explosión.

Explorando más

1. **Aplicaciones** Con base en tu conocimiento del espectro electromagnético, ¿cuál de los colores de la tabla tiene el espectro de emisión de longitud de onda más corta?
2. **Infiere** Los oxidantes de los fuegos artificiales son productos químicos que se descomponen rápidamente liberando oxígeno que quema el combustible. ¿Por qué es necesario poner un oxidante en la mezcla en lugar de aprovechar el oxígeno del aire?

MiniLab 2.2

Espectros de emisión

¿Cómo puedes observar y comparar el espectro de emisión de luz blanca y varios elementos? El espectro de emisión de los elementos es resultado de las transiciones de electrones dentro de los átomos. Proporcionan información sobre los arreglos de los electrones en los átomos.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Observa la luz que emite un **foco incandescente** a través de la **rejilla de difracción** mientras la mantienes cerca de tu ojo. Sostén la rejilla por el borde de cartón y evita tocar el material transparente que rodea a la rejilla de difracción. Registra tus observaciones.
3. A continuación, observa la luz que produce el **tubo de espectros** que contiene hidrógeno gaseoso y registra tus observaciones. Puede ser necesario que te alejes unos centímetros del tubo para poder observar bien el espectro de emisión. **PRECAUCIÓN:** ***El tubo de espectros trabaja con alto voltaje. Bajo ninguna circunstancia debes tocarlo, así como ninguna parte del transformador***.
4. Repite el procedimiento 3 con otros **tubos de espectros** según te indique tu profesor.

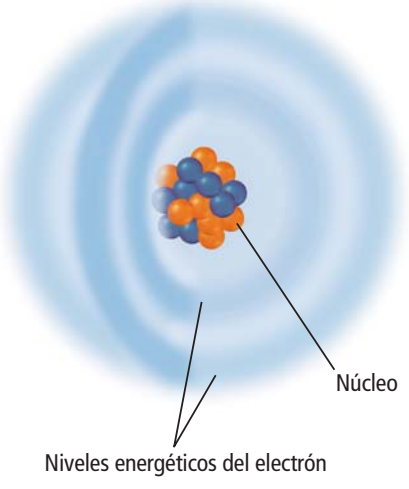
Análisis

1. **Explica** ¿Cómo explicas que sólo aparecen ciertos colores en el espectro de emisión de los elementos?
2. **Infiere** Si cada átomo de hidrógeno contiene sólo un electrón, ¿cómo es posible que emita varias líneas espectrales?
3. **Interpreta** ¿Cómo interpretas el hecho de que otros elementos emiten muchas más líneas espectrales que los átomos de hidrógeno?

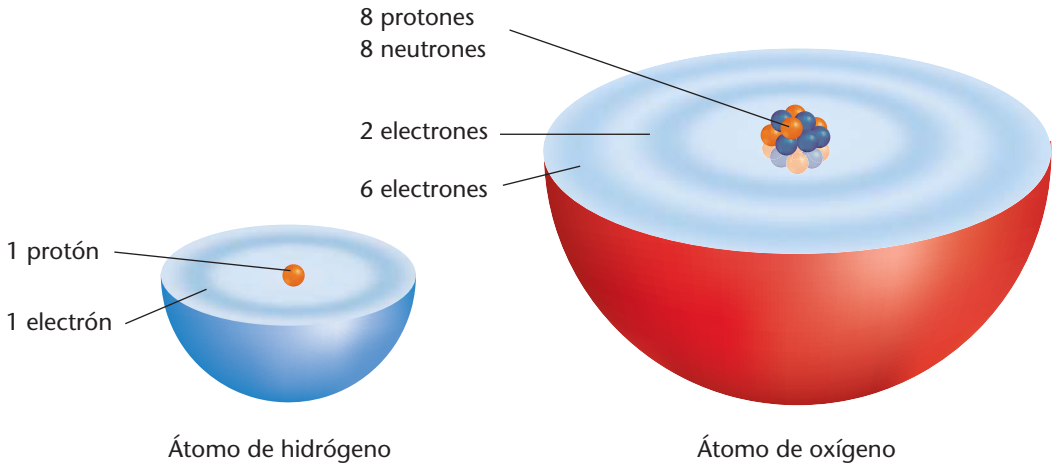
El modelo de la nube electrónica

Como resultado de la investigación continua durante el siglo xx, en la actualidad los científicos han comprobado que los niveles energéticos no son exactamente órbitas, como las de los planetas, alrededor del núcleo de un átomo. En lugar de ello, se puede decir que son regiones espaciales esféricas alrededor del núcleo, en las cuales es más probable encontrar los electrones, como se muestra en la **figura 2.22**. Los electrones necesitan muy poco espacio, pero viajan rápidamente a través del espacio que rodea al núcleo. Estas regiones esféricas donde viajan los electrones pueden describirse como nubes alrededor del núcleo. El espacio alrededor del núcleo de un átomo en donde se encuentran sus electrones se llama **nube electrónica**.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección a tu modelo de papel.



■ **Figura 2.22** En el modelo de la nube electrónica de un átomo, los niveles energéticos son regiones de espacio esféricas y concéntricas alrededor del núcleo. Las zonas oscuras representan el área donde es más probable encontrar los electrones de nivel energético. Es menos probable encontrar los electrones en las regiones más claras de cada nivel.



■ **Figura 2.23** Un átomo de hidrógeno sólo tiene un electrón, el cual está ubicado en el primer nivel energético. Un átomo de oxígeno tiene ocho electrones. Dos de ellos llenan el primer nivel energético y los seis restantes están en el segundo nivel energético.

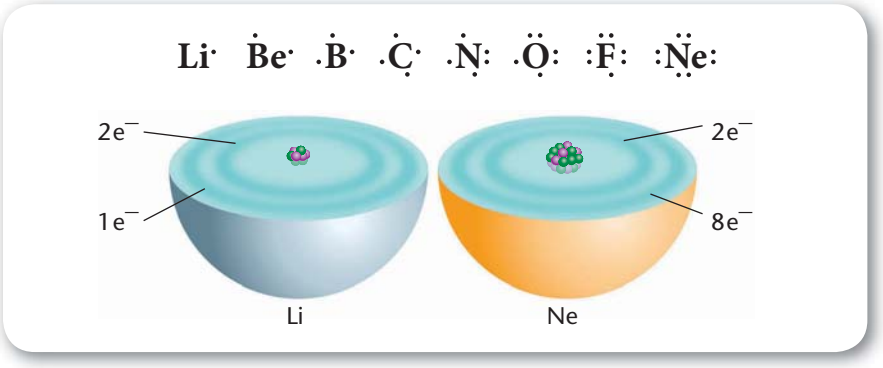
Identifica ***Un átomo de helio tiene dos electrones. ¿En qué nivel energético colocarías a estos electrones?***

Los electrones en los niveles energéticos ¿Cómo están ordenados los electrones en los niveles energéticos? Cada nivel energético puede contener un número limitado de electrones. El nivel energético menor es el más pequeño y el más cercano al núcleo. Este primer nivel energético puede contener un máximo de dos electrones. El segundo nivel energético, que es más grande porque está más alejado del núcleo, puede contener un máximo de 18 electrones.

En la **figura 2.23** se muestran los niveles energéticos y las nubes electrónicas de los átomos de hidrógeno y oxígeno. A medida que revises las ilustraciones de los átomos y las moléculas a lo largo de este libro, ten en cuenta que la identidad de los átomos siempre puede estar determinada por su color. Por ejemplo, las capas exteriores de los átomos de oxígeno siempre son rojas, y las del hidrógeno, azules. Consulta la **tabla D.1** en la página 846 para obtener las convenciones de color completas.

Electrones de valencia En el capítulo 7 aprenderás más detalladamente acerca de la distribución de los electrones. Por ahora, es importante que conozcas más sobre los electrones del nivel energético externo de un átomo. Los electrones del nivel energético externo se llaman **electrones de valencia**. Como puedes ver en la **figura 2.23**, el hidrógeno tiene un electrón de valencia, mientras que el oxígeno tiene seis. También puedes usar la tabla periódica como herramienta para predecir el número de electrones de valencia de cualquier átomo de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18. Todos los átomos del grupo 1, como el hidrógeno, tienen un electrón de valencia. Del mismo modo, los átomos del grupo 2 tienen dos electrones de valencia. Los átomos de los grupos 13 al 18 tienen de tres a ocho electrones de valencia, respectivamente.

¿Por qué es necesario que conozcas cómo determinar el número de electrones del nivel energético externo de un átomo? Recuerda que al principio de esta sección se estableció que cuando los átomos se acercan entre sí, son los electrones los que interactúan. Por tanto, muchas de las propiedades físicas y químicas de un elemento están directamente relacionadas con el número y distribución de los electrones de valencia.



■ **Figura 2.24** Los diagramas de puntos de Lewis de estos elementos ilustran cómo cambian los electrones de valencia de un átomo a otro de la misma línea de la tabla periódica.

Diagramas de puntos de Lewis Como los electrones de valencia son tan importantes para el comportamiento de un átomo, es útil representarlos con símbolos. Un **diagrama de puntos de Lewis** muestra los electrones de valencia como puntos (o cualquier otro símbolo pequeño) alrededor del símbolo químico del elemento. Cada punto representa un electrón de valencia. En el diagrama de puntos, el símbolo del elemento representa la parte central del átomo, es decir, el núcleo más todos los electrones internos. En la **figura 2.24** se muestran los diagramas de puntos de Lewis de algunos elementos.

Conexión de las ideas

Un diagrama de puntos de Lewis es un método taquigráfico conveniente para representar un elemento y sus electrones de valencia. Ya has usado la tabla periódica como fuente de información acerca de los símbolos, nombres, números atómicos y masas atómicas promedio de los elementos. En el capítulo 3 aprenderás que el arreglo de los elementos en la tabla periódica proporciona todavía más información acerca de las estructuras electrónicas de los átomos y cómo pueden ayudarte estas estructuras para predecir muchas de las propiedades de los elementos.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más el trazado de diagramas de puntos de Lewis, resuelve los Problemas adicionales de práctica de la página 808.

Sección 2.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo de un átomo en niveles energéticos específicos.
- Los niveles energéticos son regiones esféricas en las cuales suelen encontrarse los electrones.
- Cuanto mayor sea la energía de un nivel, más alejado está el nivel del núcleo.
- Los electrones pueden absorber energía y moverse a un nivel energético superior.
- Los diagramas de puntos de Lewis se usan para representar los electrones de valencia en un átomo dado.

8. Idea PRINCIPAL **Describe** Para cada elemento, describe cuántos electrones hay en cada nivel energético y luego traza el diagrama de puntos de Lewis para cada átomo.
   - **a)** argón; 18 electrones
   - **b)** magnesio; 12 electrones
   - **c)** nitrógeno; 7 electrones
   - **d)** aluminio; 13 electrones
9. **Infiere** ¿Qué cambio ocurre dentro de un átomo cuando emite luz?
10. **Explica** ¿En qué difiere el modelo moderno de la nube electrónica del átomo del modelo planetario del átomo original de Bohr?
11. **Describe** Cómo concluyeron los científicos que los electrones ocupan niveles energéticos específicos.
12. **Aplica** Da un ejemplo cotidiano de cómo las ondas de luz transfieren energía.

CAPÍTULO 2

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Los átomos son bloques de construcción fundamentales de la materia.

Sección 2.1 Los átomos y sus estructuras

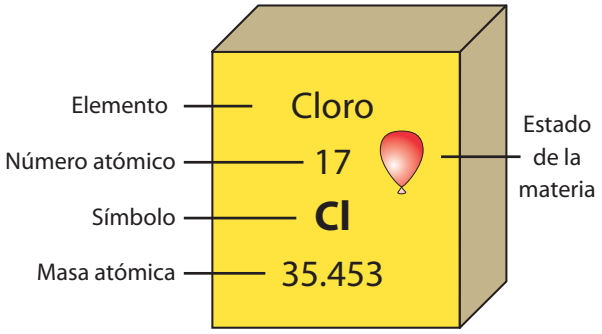
Idea PRINCIPAL Un átomo está formado por un núcleo que contiene protones y neutrones; los electrones se mueven alrededor del núcleo.

Vocabulario

- átomo (p. 51)
- electrón (p. 59)
- experimento (p. 57)
- hipótesis (p. 57)
- isótopo (p. 60)
- ley científica (p. 57)
- ley de las proporciones definidas (p. 52)
- método científico (p. 57)
- neutrón (p. 60)
- número atómico (p. 64)
- número de masa (p. 64)
- núcleo (p. 63)
- protón (p. 60)
- teoría (p. 57)
- teoría atómica (p. 51)
- unidad de masa atómica (p. 65)

Conceptos clave

- Los científicos hacen hipótesis sobre la base de sus observaciones.
- La teoría atómica de Dalton establece que la materia está formada por átomos indestructibles.
- Los experimentos de finales del siglo XIX y principios del siglo XX revelaron que la masa de un átomo está concentrada en un núcleo diminuto.
- El número de protones en el núcleo de un átomo se llama número atómico y es igual al número de electrones en el átomo.
- Los átomos del mismo elemento siempre tienen el mismo número de protones y electrones.



Sección 2.2 Electrones en los átomos

Idea PRINCIPAL Cada elemento tiene un arreglo único de electrones.

Vocabulario

- diagrama de puntos de Lewis (p. 77)
- electrón de valencia (p. 76)
- espectro de emisión (p. 72)
- espectro electromagnético (p. 69)
- nivel energético (p. 73)
- nube electrónica (p. 75)

Conceptos clave

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo de un átomo en niveles energéticos específicos.
- Los niveles energéticos son regiones esféricas en las cuales suelen encontrarse los electrones.
- Cuanto mayor sea la energía de un nivel, más alejado del núcleo está el nivel.
- Los electrones pueden absorber energía y moverse a un nivel energético mayor.
- Los diagramas de puntos de Lewis se usan para representar a los electrones de valencia en un átomo dado.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

13. ¿Cómo explica la ley de conservación de la masa la teoría atómica de Dalton?

14. ¿Por qué es necesario realizar investigaciones repetidas para apoyar una hipótesis?

15. ¿Cuál es el número atómico del calcio? ¿Qué te dice ese número sobre un átomo de calcio?

16. Si el núcleo de un átomo contiene 12 protones, ¿cuántos electrones hay en un átomo neutral? Explica tu respuesta.

17. Un átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones. ¿Cuál es el número atómico? ¿Cuál es su número de masa?

18. La **figura 2.25** muestra una gráfica circular de la abundancia de los dos tipos de átomos de plata encontrados en la naturaleza. El isótopo más abundante tiene una masa atómica un poco menor que 107, pero la masa atómica promedio de la plata en la tabla periódica es aproximadamente 107.9. Explica por qué es mayor.

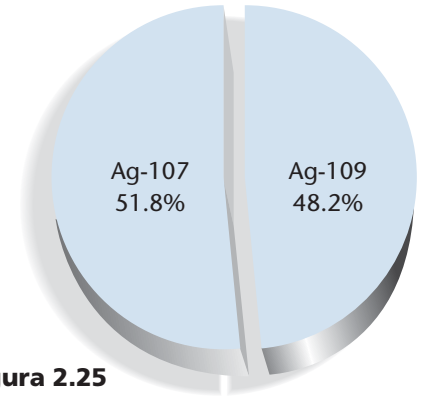


Figura 2.25

19. Describe la relación entre la frecuencia, la longitud de onda y la energía de las ondas electromagnéticas.

20. Traza el diagrama de puntos de Lewis para el silicón, el cual contiene 14 electrones.

Aplicación de conceptos

Conexión con la Historia

21. El descubrimiento de Lavoisier de que el aire no era una sustancia sino una mezcla de nitrógeno y oxígeno se describe como "hacer historia". ¿Por qué piensas que es exacta esa descripción?

Conexión con la Física

22. ¿En qué difiere el viento solar de la radiación electromagnética del Sol?

Química cotidiana

23. Los aceleradores de cohetes usados para el lanzamiento de transbordadores espaciales deben contener un combustible y un oxidante. ¿Por qué es necesario un oxidante en los cohetes?

Química y sociedad

24. Aunque la ley de la conservación de la masa se aplica a todo, ¿por qué el desperdicio de vidrio es un problema más serio que las hojas que caen de los árboles o el desperdicio de alimentos?

Razonamiento crítico

Relación de causa y efecto

25. ¿En qué fue congruente el modelo atómico de Bohr con los resultados del experimento de Rutherford con la hoja de oro?

Observa e infiere

26. ¿Cómo explicaron los científicos el hecho de que el espectro de emisión del hidrógeno no era continuo sino que consistía sólo en unas cuantas líneas de ciertos colores?

Compara y contrasta

27. ¿Cuál es la relación entre un átomo que tiene 12 protones, 12 neutrones y 12 electrones, y otro que tiene 12 protones, 13 neutrones y 12 electrones?

Capítulo 2 Evaluación

Interpreta los datos

28. MiniLab 2.1 Imagina que obtuviste los datos de la **tabla 2.2** siguiente para el MiniLab 2.1. Complétala y determina la masa promedio de una moneda a partir de las monedas mezcladas.

Tabla 2.2	Tipo de moneda	
	Anterior a 1996	Posterior a 1996
Masa de 10	30.81 g	25.33 g
Masa de 1		
Número de monedas mezcladas	34	55
Masa de cada tipo		
Masa promedio de cada moneda		

Aplica los conceptos

29. MiniLab 2.2 ¿Cuál de las líneas del espectro de emisión visible del hidrógeno representa el mayor salto energético?

Observa e infiere

30. QuímiLab ¿Por qué crees que la cantidad de zinc que puedes usar en el experimento se limita a 0.28 g?

Realiza comparaciones

31. Una onda electromagnética tiene una frecuencia de 10^{21} Hz. Utiliza la **figura 2.18** para determinar a qué tipo de onda electromagnética pertenece esta frecuencia. Compara la longitud de onda y la energía de esta onda con otra onda con una frecuencia de 10^{17} Hz.

Revisión acumulativa

32. Distingue entre una mezcla, una solución y un compuesto. (*Capítulo 1*)

33. Imagina que tienes dos botellas idénticas completamente llenas con líquidos claros. Describe una forma en la que pudieses determinar si los líquidos tienen diferente densidad. No puedes abrir las botellas. (*Capítulo 1*)

Prueba de habilidades

34. Relación causa y efecto Un estudiante de química decide pesar una bolsa de palomitas para microondas antes y después de cocinarlas. Siguiendo las instrucciones de la bolsa, la abrió inmediatamente después de sacarla del horno para permitir la salida del vapor y después la pesó. Observó que la masa de la bolsa antes de cocinarla era 0.5 g mayor que después de cocinarla. ¿Se destruyó la materia al cocinar las palomitas de maíz? Explica tu respuesta.

ESCRIBIENDO Química

35. Teoría del flogisto Investiga para aprender sobre la teoría del flogisto. ¿Cómo explicaban los creyentes de la teoría del flogisto los cambios químicos como la combustión, la oxidación de los metales y la fundición de los minerales para obtener el metal puro? Escribe un párrafo en el que intentes contestar la pregunta: "¿Qué era el flogisto?", usando términos científicos modernos.

Resolución de problemas

36. Un químico registró en la **tabla 2.3** siguiente los datos de un experimento para determinar la composición de tres muestras de un compuesto de cobre (Cu) y sulfuro (S) que obtuvo de tres fuentes diferentes. ¿Qué ley química ilustra este experimento? ¿El resultado significa que en este compuesto los átomos de cobre y azufre se encuentran en la misma relación numérica? Explica tu respuesta.

Tabla 2.3	Resumen de resultados		
Muestra	Masa de la muestra	Masa de Cu	Masa de S
1	5.02 g	3.35 g	1.67 g
2	10.05 g	6.71 g	3.34 g
3	99.6 g	66.4 g	33.2 g

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Por qué los filósofos griegos no pueden considerarse como científicos?
- **a)** Propusieron teorías inadecuadas sobre la materia y la estructura del universo.
- **b)** No tuvieron instrumentos científicos modernos a su disposición.
- **c)** No pusieron a prueba sus hipótesis con experimentación extensiva.
- **d)** Basaron muchas de sus observaciones en mitos y supersticiones.

2. Las partículas subatómicas cargadas positivamente que se encuentran en el núcleo de un átomo son llamadas
- **a)** electrones.
- **b)** isótopos.
- **c)** neutrones.
- **d)** protones.

3. ¿Por qué Rutherford concluyó de su experimento con la placa de oro que un átomo está formado en su mayor parte por espacio vacío?
- **a)** Las partículas cargadas positivamente lanzadas a la placa de oro fueron repelidas por el núcleo de los átomos de oro.
- **b)** Las partículas cargadas positivamente lanzadas a la placa de oro fueron atraídas por los electrones de los átomos de oro.
- **c)** La mayoría de las partículas lanzadas a la placa de oro pasaron en línea recta a través del material.
- **d)** Las partículas radiactivas lanzadas a la placa de oro causaron que los átomos de oro liberaran su propia radiación.

4. ¿Qué determina la distancia entre un electrón en un cierto nivel de energía y el núcleo de un átomo?
- **a)** La cantidad de energía en el electrón.
- **b)** La masa del electrón.
- **c)** La energía del nivel que contenga al electrón.
- **d)** La frecuencia electromagnética del electrón.

Notas realizadas por químicos de aseveraciones presentadas en un curso de química de alimentos
A. El número total de átomos que hay en la comida y bebida que se introduce al cuerpo, debe igualar al número total de átomos almacenados o expulsados por el cuerpo.
B. Un pastelillo empaquetado puede permanecer durante años en una repisa sin que se desarrolle moho en él.
C. Con base en resultados experimentales obtenidos de una gran cantidad de sujetos de prueba, se cree que un consumo excesivo de bebidas gaseosas no alcohólicas incrementa el riesgo de enfermedades del riñón.
D. En un grupo de prueba formado por 34 personas, la persona promedio perdió 4 libras durante una dieta de una semana basada en granos enteros, fruta fresca y vegetales frescos.

Utiliza la tabla de arriba para responder las preguntas 5-7.

5. ¿Cuál de las aseveraciones es una hipótesis?
- **a)** A
- **b)** B
- **c)** C
- **d)** D

6. ¿Cuál de las aseveraciones es una teoría?
- **a)** A
- **b)** B
- **c)** C
- **d)** D

7. ¿Cuál de las aseveraciones es una ley científica?
- **a)** A
- **b)** B
- **c)** C
- **d)** D

8. ¿Cuál de las respuestas siguientes NO es una mezcla?
- **a)** Jugo de naranja.
- **b)** Jabón líquido.
- **c)** Sal.
- **d)** Aire.

¿NECESITAS AYUDA?								
Si no pudiste responder la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8
Repasa la sección . . .	2.1	2.1	2.1	2.2	2.1	2.1	2.1	1.1

CAPÍTULO 3

Introducción a la tabla periódica

GRAN Idea **Las tendencias periódicas en las propiedades de los átomos permiten predecir las propiedades físicas y químicas.**

3.1 Desarrollo de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL La tabla periódica evolucionó a medida que los científicos descubrieron formas más útiles para comparar y organizar los elementos.

3.2 El uso de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL Los elementos están organizados en la tabla periódica de acuerdo con su configuración electrónica.

Hechos químicos

- Al igual que este organizador de zapatos, la tabla periódica está organizada en forma vertical y horizontal.
- En la tabla periódica actual existen 117 elementos. Sólo 92 de ellos son de origen natural.
- Hace más de 100 años los químicos empezaron a buscar una forma de organizar la información de los elementos.

INTRO Lab

Materiales versátiles

Para dar diferentes formas a los metales, se puede utilizar una gran variedad de procesos. Debido a sus propiedades físicas, los metales son usados en una gran cantidad de aplicaciones.

Materiales

- cinta adhesiva
- muestras de cobre
- un foco con casquillo, cables y batería

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Observa los diferentes tipos de cobre metálico que tu profesor te proporcione. Escribe todas las observaciones que puedas notar de cada una de las muestras de cobre.
3. Intenta doblar suavemente cada una de las muestras de cobre (no rompas las muestras). Anota tus observaciones.
4. Conecta cada una de las muestras de cobre al circuito. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Compara** ¿Cuáles son las propiedades del cobre que son similares entre todas las muestras?
2. **Contrasta** ¿En qué difieren las diferentes muestras de cobre?
3. **Enlista** las posibles aplicaciones del cobre. ¿Qué propiedades hacen del cobre un metal tan versátil?

Indaga ¿Obtendrías los mismos resultados con un trozo de plomo y uno de aluminio? Diseña un experimento para probar tu hipótesis.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

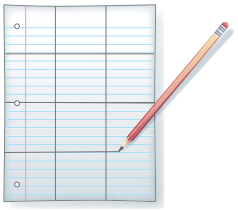
- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Búsqueda de elementos***

FOLDABLES® Organizador de estudio

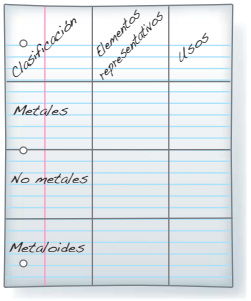
Clasificación de los elementos Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para clasificar la información sobre diferentes tipos de elementos.

PASO 1 Dobla una hoja de papel en tres partes, a lo largo de la hoja.

PASO 2 Extiende la hoja y dibuja líneas verticales a lo largo de los dobleces. Dibuja tres líneas horizontales para dividir el papel en cuatro filas.



PASO 3 Escribe en las columnas lo siguiente: *Clasificación, Elementos representativos y Usos. Escribe en las filas Metales, No metales y Metaloides.*



FOLDABLES Usa este organizador plegable en la sección 3.2. Conforme leas la sección, enlista los elementos de acuerdo con su clase e identifica algunos de sus usos.

Sección 3.1

Objetivos

- **Resumir** las etapas del desarrollo histórico de la tabla periódica.
- **Predecir** las semejanzas de las propiedades de los elementos mediante la tabla periódica.

Revisión de vocabulario

nube electrónica: espacio alrededor del núcleo de un átomo donde se encuentran los electrones

Vocabulario nuevo

periodicidad
ley periódica

Desarrollo de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL **La tabla periódica evolucionó a medida que los científicos descubrieron formas más útiles para comparar y organizar los elementos.**

Vínculo con el mundo real Las estaciones cambian de primavera a verano, a otoño, a invierno. Los agricultores saben que pueden plantar cereales en primavera y cosecharlos en verano u otoño. De igual forma, los químicos de la antigüedad buscaban tendencias de repetición regular en las propiedades y el comportamiento de los elementos.

La búsqueda de una tabla periódica

Alrededor de 1860, los científicos ya habían descubierto 60 elementos y habían determinado sus masas atómicas. Notaron que algunos elementos tenían propiedades similares, por lo cual le dieron un nombre a cada grupo de elementos parecidos. Al cobre, a la plata y al oro en la **figura 3.1** les llamaron metales de acuñar; al litio, sodio y potasio se les conocía como metales alcalinos; al cloro, bromo y yodo se les llamó halógenos. Los químicos también observaron diferencias entre grupos de elementos y elementos entre sí, por lo cual se propusieron organizarlos en un sistema que mostrara las semejanzas y también reconociera las diferencias. Era lógico utilizar la masa atómica como la base para estos primeros intentos.

Figura 3.1 Se dice que los metales cobre, plata y oro son metales de acuñar debido a que estos elementos se usan para hacer monedas.

Infiere *¿Por qué se agruparon juntos el cobre, la plata y el oro?*

Tabla 3.1 **La tríada de los halógenos**

Elemento	Masa atómica (u)	Densidad (g/mL)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cloro	35.453	0.00321	–101	–34
Bromo	79.904	3.12	–7	59
Yodo	126.904	4.93	114	185

La tríada de Döbereiner En 1829 el químico alemán J.W. Döbereiner clasificó algunos elementos en grupos de tres, a los que llamó tríadas. Los elementos de una tríada tenían propiedades químicas similares, y sus propiedades físicas variaban de manera ordenada de acuerdo con sus masas atómicas. La **tabla 3.1** muestra la masa atómica, densidad, punto de fusión y punto de ebullición de tres elementos de la tríada de halógenos: cloro, bromo y yodo. En la **figura 3.2** se presentan estos tres elementos a temperatura ambiente.

La **tabla 3.1** muestra que la masa atómica de los tres elementos se incrementa desde 35.5 u a 80.0 u y 126.904 u desde cloro, bromo y yodo. Lo más importante es que la masa atómica del bromo —el elemento de en medio— es 79.904 u, cercano al promedio de las masas atómicas del cloro y del yodo:

$$\frac{35.453\ \text{u} + 126.904\ \text{u}}{2} = 81.179\ \text{u}$$

El hecho de que la masa atómica del elemento de en medio se encuentre entre la de los otros dos miembros de la tríada es una característica importante de éstas. La tabla también muestra que la densidad, punto de fusión y punto de ebullición suben al aumentar la masa atómica. Los valores del bromo se encuentran entre los del cloro y el yodo. El yodo, con la masa atómica más alta, tiene la densidad, el punto de ebullición y el punto de fusión más altos.

Figura 3.2 Así como la masa se incrementa, el estado de los elementos en esta tríada cambia. A temperatura ambiente, el cloro (izquierda) es un gas, el bromo (centro) es un líquido y el yodo (derecha) es un sólido. Los colores cambian de verdoso amarillo a rojizo naranja a violeta.

Tabla 3.2 **La tríada de los metales**

Elemento	Masa atómica (u)	Densidad (g/mL)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Calcio	40.078	1.55	842	1 500
Estroncio	88.62	2.60	777	1 412
Bario	137.327	3.62	727	1 845

La tríada de la **tabla 3.2** muestra la relación que existe entre las densidades de tres metales, lo cual es cierto en muchas tríadas. La densidad del estroncio (2.60 g/mL) es cercana al promedio de las densidades del calcio (1.55 g/mL) y el bario (3.62 g/mL):

$$\frac{1.55\ \text{g/mL} + 3.62\ \text{g/mL}}{2} = 2.58\ \text{g/mL}$$

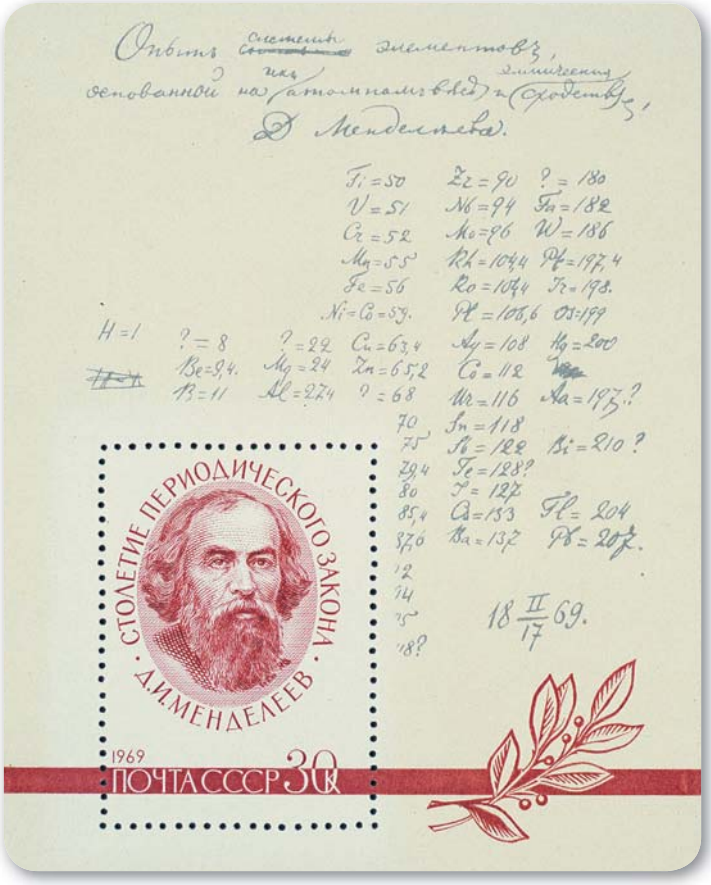
La densidad se incrementa a medida que aumenta la masa atómica, como sucede con la tercia de cloro, bromo y yodo.

El promedio de las masas atómicas del calcio y del bario es aproximadamente 88.703 u, que es muy cercano a 88.720 u, la masa atómica real del estroncio. Los puntos de fusión del calcio, estroncio y bario muestran una tendencia similar. No obstante, el comportamiento del punto de ebullición de esta tríada es irregular. Este comportamiento es típico de las tríadas de metales.

Las tríadas de Döbereiner eran útiles porque agrupaban elementos con propiedades afines y revelaban un patrón ordenado de algunas de sus propiedades físicas y químicas. El concepto de las tríadas sugería que las propiedades de un elemento tenían relación con su masa atómica.

La tabla periódica de Mendeleev El químico ruso Dimitri Mendeleev era profesor de química en la Universidad de San Petersburgo cuando desarrolló una tabla periódica de los elementos, que se muestra en la **figura 3.3**. Mendeleev estudiaba las propiedades de los elementos y se dio cuenta que sus propiedades físicas y químicas se repetían en forma ordenada si los organizaba de acuerdo con el aumento de su masa atómica. Por ejemplo, el berilio se parecía al magnesio y el boro al aluminio. Empezaban a aparecer los patrones de propiedades que se repetían. Mendeleev reconoció en estos patrones una manera para identificar nuevos elementos y predecir sus propiedades.

Figura 3.3 Los elementos en las filas horizontales de la primera lista de la tabla de Mendeleev, muestra propiedades similares. Mendeleev escribió signos de interrogación en la tabla en lugares donde elementos no conocidos aparecerían con el tiempo.



La primera tabla de Mendeleev En 1869, Mendeleev publicó una tabla de los elementos organizados incrementando su masa atómica. Listó los elementos en columnas verticales, empezando por los más livianos. Cuando llegaba a un elemento que tenía propiedades semejantes a las de otro elemento que ya había colocado en la columna, comenzaba una nueva columna. De esta manera, los elementos con propiedades parecidas quedaban acomodados en hileras. Nota el signo de interrogación en la masa atómica 180 y su posición al lado de Zr = 90. El elemento desconocido de Mendeleev de masa 180 era el hafnio, que se descubrió en 1923. Como se muestra en la **figura 3.4**, las propiedades químicas y físicas del zirconio y del hafnio son tan parecidas que los dos elementos siempre se encuentran juntos en la naturaleza y es difícil separarlos.

La tabla de Mendeleev fue ampliamente aceptada ya que constituye, hasta la fecha, el ordenamiento de los elementos más claro y consistente. Mendeleev dejó espacios en blanco en la tabla. Los elementos no descubiertos irían ocupando esos espacios. Al observar las tendencias en las propiedades de los elementos conocidos, Mendeleev pudo predecir las propiedades de elementos todavía no descubiertos, como escandio, galio y germanio.

Figura 3.4 Este cristal de circón contiene zirconio (Zr = 90 en la tabla de Mendeleev). También contiene hafnio, el elemento que desconocía Mendeleev (Hf = 180).

MiniLab 3.1

Predicción de propiedades

¿Qué propiedades tienen los elementos desconocidos? Cuando Mendeleev organizó los elementos de acuerdo con sus masas atómicas, algunos de ellos no encajaban. Resolvió este problema al vaticinar la existencia y propiedades de elementos que por esa época eran desconocidos. En este MiniLab vas a predecir algunas propiedades de dos elementos desconocidos.

Procedimiento

1. El elemento desconocido A está en el grupo 14 entre el silicio y el estaño. El elemento desconocido B está en el grupo 16, abajo del azufre y arriba del telurio.
2. La siguiente información se da para los elementos que se encuentran alrededor y en la siguiente secuencia: símbolo, densidad en g/mL, punto de fusión en K y radio atómico en pm. Si, 2.4, 1 680, 118; As, 5.72, 1 087, 121; Sn, 7.3, 505, 141; Ga, 5.89, 303, 134; S, 2.03, 392, 103; Br, 3.1, 266, 119; Te, 6.24, 723, 138.
3. Busca la posición de estos elementos en la porción de la tabla que aquí se muestra, y promedia los valores de los cuatro elementos circundantes para predecir la densidad, punto de fusión y el radio atómico de los elementos A y B.

Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
	Si		S	
Ga	Elemento A	As	Elemento B	Br
	Sn		Te	

Análisis

1. **Determina** ¿Cuál es la identidad de los elementos A y B?
2. **Analiza** ¿Se parecen los valores de las tres propiedades del elemento A que propusiste a sus valores reales? Averigua estos valores en un compendio de química o pregúntale a tu maestro.
3. **Compara** ¿Se parecen los valores de las tres propiedades del elemento B que propusiste a sus valores reales?
4. **Explica** Si los valores predichos están muy próximos a los valores reales, ¿cómo explicas esta correlación?

Tabla 3.3 **La tabla de Mendeleev de 1871**

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Fórmula del óxido	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
	H							
	Li	Be	B	C	N	O	F	
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
	K	Ca	eka-	Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni
	Cu	Zn	eka-	eka-	As	Se	Br	
	Rb	Sr	Yt	Zr	Nb	Mo	—	Ru, Rh, Pd
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
	Cs	Ba	Di	Ce	—	—	—	
	—	—	—	—	—	—	—	
	—	—	Er	La	Ta	W	—	Os, Ir, Pt
	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—	
	—	—	—	Th	—	U	—	

Tabla actualizada de Mendeleev Al poco tiempo, Mendeleev perfeccionó su tabla acomodando los elementos en filas horizontales. Esta versión, que se reproduce en la **tabla 3.3**, fue la antecesora de la tabla periódica actual. Los patrones de las propiedades cambiantes de los elementos se repetían en las filas. Los elementos de las columnas también mostraban propiedades similares.

Se puede hacer una analogía con los cambios en el calendario mensual. A lo largo de las filas horizontales de un calendario aparecen los días de la semana, desde domingo hasta sábado y después se repiten la semana siguiente. Los mismos días de la semana aparecen en columnas verticales. Por lo general, en el mismo día de la semana, a lo largo de un mes, se llevan a cabo las mismas actividades. Por ejemplo, tú puedes tener juegos de futbol todos los sábados y lecciones de música los jueves por la tarde.

Periodicidad La intuición de Mendeleev fue una gran contribución para el desarrollo de la química, ya que mostró que las propiedades de los elementos se repetían de manera ordenada de fila en fila en la tabla. Este patrón de repetición es un ejemplo de periodicidad de las propiedades de los elementos. **Periodicidad** es la tendencia a repetirse en intervalos regulares, como la aparición del cometa Halley cada 76 años o el regreso de la luna llena cada 28 días.

Una de las pruebas de una teoría científica es su capacidad de hacer predicciones exitosas. Mendeleev predijo correctamente las propiedades de varios elementos que aún no se habían descubierto. Para poder agrupar los elementos con propiedades similares en las mismas columnas, Mendeleev tuvo que dejar en su tabla algunos espacios en blanco, pero propuso que estos espacios representaban elementos que aún no se conocían.

Predicción de elementos por Mendeleev En la **tabla 3.3** se muestra una parte de la tabla de Mendeleev en la que hay dos espacios para elementos desconocidos a la derecha del zinc (Zn). A los elementos que ocuparían estos espacios les llamó eka-aluminio y eka-silicio, respectivamente. Basándose en su localización, Mendeleev predijo varias de las propiedades de estos elementos aún no descubiertos. Los dos elementos se descubrieron cuando él aún vivía. En 1875, unos químicos franceses descubrieron el eka-aluminio y lo llamaron galio (Ga), como se muestra en la **figura 3.5**. El eka-silicio se descubrió en Alemania, en 1886, y le dieron el nombre de germanio (Ge), que se muestran en la **tabla 3.4**, fue uno de los factores determinantes para que los químicos aceptaran su teoría de la periodicidad entre los elementos y su organización de éstos en una tabla periódica.

Mendeleev estaba tan convencido de la periodicidad de los elementos que colocó algunos grupos de éstos con otros de propiedades similares, que, acomodados estrictamente por su masa atómica, podrían tener una organización diferente. Un ejemplo es el telurio (Te). La masa atómica aceptada para éste era 128, así que se debió haber colocado después del yodo (I), que tenía una masa atómica aceptada de 127. Sin embargo, las propiedades del telurio lo colocaban lógicamente en el grupo del oxígeno y azufre, adelante del yodo, y las propiedades del yodo se asemejaban a las del cloro y el bromo. Mendeleev colocó el telurio con el oxígeno y el azufre y supuso que la masa atómica de 128 era incorrecta.

Moseley La colocación de Mendeleev para el telurio resultó correcta, aunque no así su suposición sobre la masa atómica. La inconsistencia entre las posiciones de los elementos y sus masas atómicas fue resuelta en 1913 por el químico inglés Henry Moseley. Moseley ordenó los elementos según su número atómico creciente en lugar del orden que siguió Mendeleev de acuerdo con la masa atómica. La visión de Moseley condujo a la estructura de la tabla periódica moderna de la **figura 3.6**, en las páginas 90-91.

Figura 3.5 El eka-aluminio fue descubierto en 1875 y nombrado galio. El punto de ebullición del galio es tan bajo que el metal se funde tan solo con el calor de la mano humana.

PROBLEMAS ADICIONALES
Para seguir practicando con la tabla periódica, revisa los problemas adicionales de la página 809.

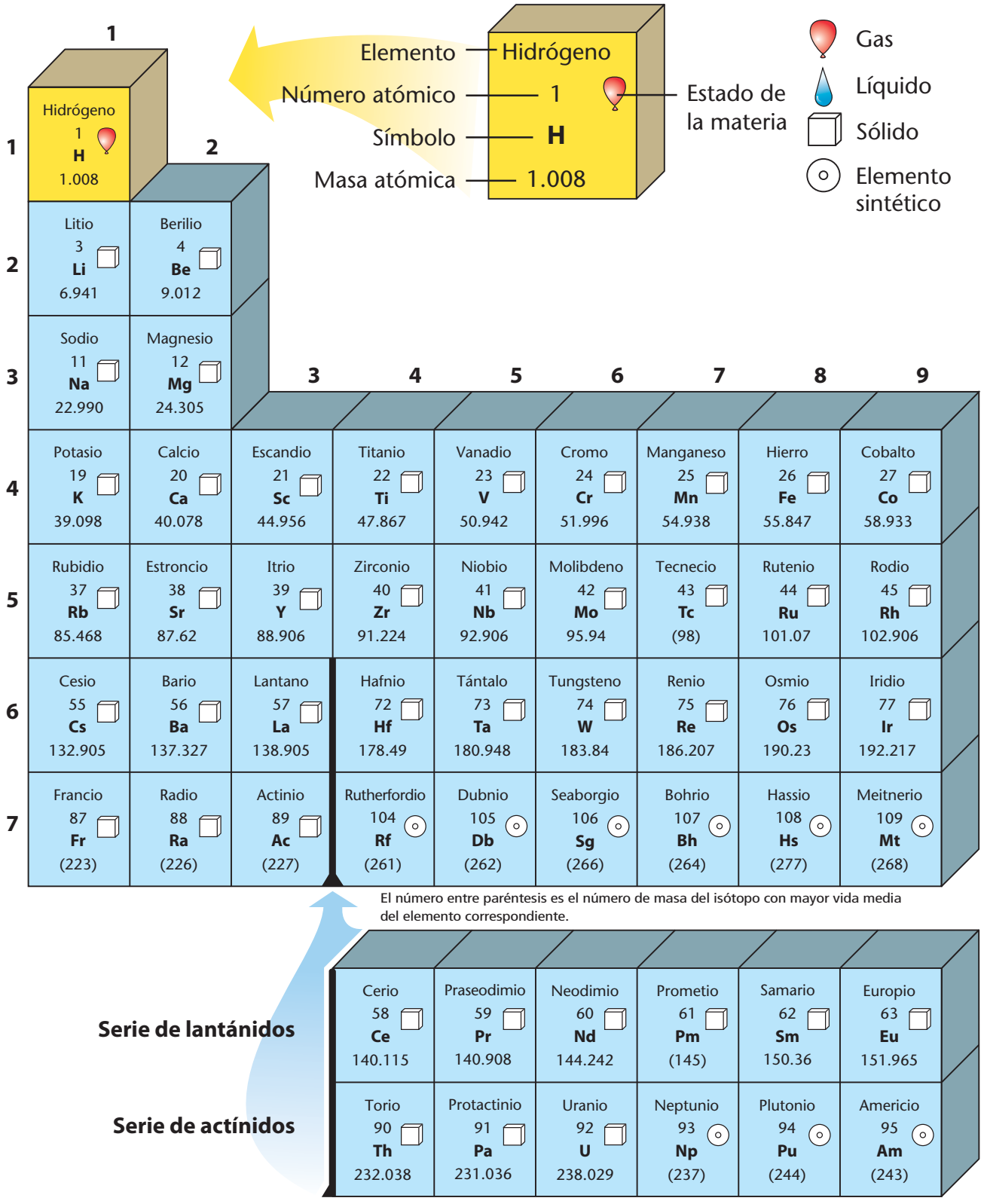
Tabla 3.4 Propiedades del germanio

Propiedad	Predicha (1869)	Real (1886)
Masa atómica	72 u	72.6 u
Color	Gris oscuro	Blanco grisáceo
Densidad	5.5 g/mL	5.32 g/mL
Punto de fusión	Muy alto	937°C
Fórmula del óxido	EsO_2*	GeO_2
Densidad del óxido	4.7 g/mL	4.70 g/mL
Solubilidad del óxido en HCl	Ligeramente disuelto por el HCl	No se disuelve en HCl
Fórmula del cloruro	$EsCl_4$*	$GeCl_4$

* **Es** sustituye al término eka-silicio.

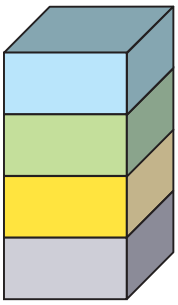
■ **Figura 3.6**

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de la tabla periódica, visita glencoe.com.



Metal
Metaloide
No metal
Descubierto recientemente

10	11	12	13	14	15	16	17	18
								Helio 2 **He** 4.003
			Boro 5 **B** 10.811	Carbono 6 **C** 12.011	Nitrógeno 7 **N** 14.007	Oxígeno 8 **O** 15.999	Flúor 9 **F** 18.998	Neón 10 **Ne** 20.180
			Aluminio 13 **Al** 26.982	Silicio 14 **Si** 28.086	Fósforo 15 **P** 30.974	Azufre 16 **S** 32.066	Cloro 17 **Cl** 35.453	Argón 18 **Ar** 39.948
Níquel 28 **Ni** 58.693	Cobre 29 **Cu** 63.546	Zinc 30 **Zn** 65.39	Galio 31 **Ga** 69.723	Germanio 32 **Ge** 72.61	Arsénico 33 **As** 74.922	Selenio 34 **Se** 78.96	Bromo 35 **Br** 79.904	Kryptón 36 **Kr** 83.80
Paladio 46 **Pd** 106.42	Plata 47 **Ag** 107.868	Cadmio 48 **Cd** 112.411	Indio 49 **In** 114.82	Estaño 50 **Sn** 118.710	Antimonio 51 **Sb** 121.757	Telurio 52 **Te** 127.60	Yodo 53 **I** 126.904	Xenón 54 **Xe** 131.290
Platino 78 **Pt** 195.08	Oro 79 **Au** 196.967	Mercurio 80 **Hg** 200.59	Thalio 81 **Tl** 204.383	Plomo 82 **Pb** 207.2	Bismuto 83 **Bi** 208.980	Polonio 84 **Po** 208.982	Astatino 85 **At** 209.987	Radón 86 **Rn** 222.018
Darmstadtio 110 **Ds** (281)	Roentgenio 111 **Rg** (272)	Ununbio * 112 **Uub** (285)	Ununtrio * 113 **Uut** (284)	Ununquadio * 114 **Uuq** (289)	Ununpentio * 115 **Uup** (288)	Ununhexio * 116 **Uuh** (291)		Ununoctio * 118 **Uuo** (294)

* Los nombres no han sido asignados oficialmente. El descubrimiento de los elementos 113, 114 y 115 fue reportado recientemente. No se cuenta con más información.

Gadolinio 64 **Gd** 157.25	Terbio 65 **Tb** 158.925	Disprosio 66 **Dy** 162.50	Holmio 67 **Ho** 164.930	Erbio 68 **Er** 167.259	Tulio 69 **Tm** 168.934	Iterbio 70 **Yb** 173.04	Lutecio 71 **Lu** 174.967
Curio 96 **Cm** (247)	Berkelio 97 **Bk** (247)	Californio 98 **Cf** (251)	Einsteinio 99 **Es** (252)	Fermio 100 **Fm** (257)	Mendelevio 101 **Md** (258)	Nobelio 102 **No** (259)	Lawrencio 103 **Lr** (262)

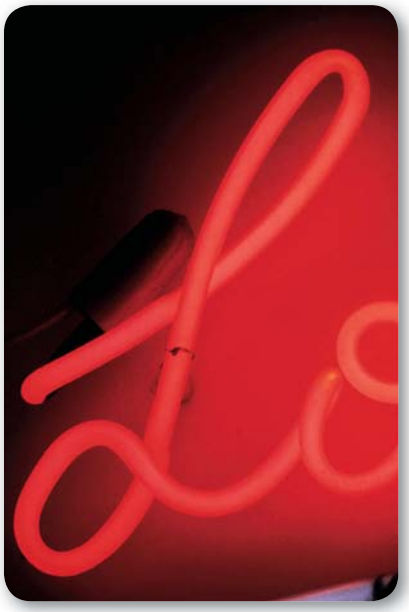


Figura 3.7 Los gases nobles, como el neón, son utilizados para iluminar los tubos de cristal para hacer las señales de neón.

La tabla periódica moderna

Tanto Döbereiner como Mendeleev observaron similitudes y diferencias en las propiedades de los elementos y trataron de relacionarlas con la masa atómica. Si observas la tabla periódica moderna en las páginas 90 y 91 notarás que, como en la tabla de Mendeleev, los elementos que tienen propiedades químicas semejantes aparecen en los mismos grupos. Por ejemplo, el telurio está en el mismo grupo que el oxígeno y el azufre, donde Mendeleev lo colocó.

Mendeleev basó su tabla periódica en unos 60 elementos. En la actualidad, se han descubierto o sintetizado elementos con número atómico de más de 118. Muchos de los elementos que hoy se conocen como de transición, los lantánidos y actínidos, eran desconocidos en 1869, pero ahora ocupan el centro de la tabla. Los gases nobles, como el helio que se muestra en la **figura 3.7**, tampoco se conocían en la época de Mendeleev, pero ahora llenan la columna 18 de la tabla.

Ley periódica En la tabla moderna también hay varios espacios donde un elemento de mayor masa atómica está ubicado antes que uno de menor masa atómica. Esto se debe a que el principio para ordenar los elementos en la tabla es el número atómico, no la masa atómica. El número atómico de un elemento es igual al número de protones del núcleo. El número atómico aumenta de uno en uno a medida que avanzas de elemento en elemento en una fila, cada una de las cuales (excepto la primera) comienza con un metal y termina con un gas noble. En el centro, las propiedades de los elementos cambian de manera progresiva y ordenada de izquierda a derecha. El patrón de las propiedades se repite después de la columna 18. Este ciclo regular muestra la periodicidad de las propiedades de los elementos. El enunciado de que las propiedades químicas y físicas de los elementos se repiten en un patrón regular cuando se organizan en orden creciente del número atómico, se conoce como **ley periódica**.

Sección 3.1 Evaluación

Resumen de la sección

- En su tabla periódica, Mendeleev organizó los elementos de acuerdo con su masa atómica creciente.
- Mendeleev colocó los elementos con propiedades semejantes en grupos. Reconoció patrones útiles para identificar los elementos desconocidos en la tabla.
- La ley periódica moderna establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos se repiten con un patrón regular, cuando se ordenan de acuerdo con su número atómico creciente.

1. Idea PRINCIPAL **Contrasta** ¿Cuál es la diferencia entre la ley periódica moderna y la ley periódica de Mendeleev?
2. **Explica** ¿Qué la distingue de la ley periódica de Mendeleev?
3. **Compara** ¿Cuáles de las tríadas de Döbereiner que aquí se muestran permanecen aún en la misma columna en la tabla periódica moderna?

Tríada 1	Tríada 2	Tríada 3
Li	Mn	S
Na	Cr	Se
K	Fe	Te

4. **Interpreta los datos** Utiliza la tabla periódica para separar estos 12 elementos en seis pares de elementos que tengan propiedades similares: Ca, K, Ga, P, Si, Rb, B, Sr, Sn, Cl, Bi, Br.

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 3.2

Objetivos

- **Relacionar** la estructura del electrón de valencia con su posición en la tabla periódica.
- **Utilizar** la tabla periódica para clasificar un elemento como metal, no metal o metaloide.
- **Comparar** las propiedades de los metales, no metales y metaloides.

Revisión de vocabulario

periodicidad: tendencia de repetición a intervalos regulares

Vocabulario nuevo

periodo
grupo
gas noble
metal
elemento de transición
lantánido
actínido
no metal
metaloide
semiconductor

El uso de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL Los elementos están organizados en la tabla periódica de acuerdo con su configuración electrónica.

Vínculo con el mundo real ¿Alguna vez has tratado de buscar información en las tablas de la sección de deportes o en la sección financiera de un diario? ¿Has utilizado un itinerario de trenes o de autobuses para organizar un viaje? Las tablas nos dan información útil, pero algunas veces son difíciles de leer. Algunas tablas reúnen mucha información en poco espacio y utilizan muchas abreviaturas y símbolos. Si no estás familiarizado con estos códigos, es difícil obtener cualquier información útil, pero una vez que entiendes cómo está organizada la información y cómo traducir los símbolos, ello no es difícil.

Relación de la tabla periódica con la estructura atómica

Invariablemente, los químicos cuelgan una tabla periódica en la pared de su oficina y de su laboratorio, como la que se muestra en la **figura 3.8.** Es una referencia rápida de una gran cantidad de información sobre los elementos, y les ayuda a reflexionar acerca de su trabajo, hacer predicciones y proyectar experimentos basados en esas predicciones. Cuando aprendas a usar la tabla periódica, podrás consultarla para que te ayude a organizar toda la información que tienes acerca de los elementos.

En la tabla periódica moderna, los elementos se organizan por el número atómico. Recordarás, por el capítulo 2, que el número atómico de un átomo indica el número de electrones que tiene. La alineación empieza con el hidrógeno, que tiene un electrón, después sigue el helio en la primera fila, porque tiene dos electrones. El helio es el siguiente en la primera fila horizontal porque el helio tiene dos electrones.

Figura 3.8 Una vez que te hayas familiarizado con el sistema y los símbolos de la tabla periódica, podrás obtener información de cualquier elemento sólo con observar su posición en la tabla.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Periódico

Viene de la palabra griega *periodus*, que significa *espacio de tiempo*.

Periodos y grupos

El litio tiene tres electrones. Observa que el litio comienza un nuevo **periodo**, o fila, en la tabla periódica. ¿A qué se debe ello? ¿Por qué el primer periodo tiene sólo dos elementos? En el capítulo 2 aprendiste que los electrones de los átomos ocupan niveles discretos de energía. Sólo dos electrones pueden ocupar el primer nivel de energía de un átomo. El tercer electrón del litio debe estar en un nivel mayor.

El litio comienza un nuevo periodo en el extremo izquierdo de la tabla y se convierte en el primer elemento de un grupo. Un **grupo**, también conocido como familia, consta de los elementos de una columna. Los grupos se numeran de izquierda a derecha. El litio es el primer elemento del grupo 1 y del periodo 2. Verifica esta localización en la tabla periódica.

Al litio le siguen los elementos que tienen números atómicos del 4 al 10 y llenan el segundo periodo. Cada uno tiene un electrón más que el elemento que lo precede. El neón, con número atómico 10, está al final del periodo. Desde el litio hasta el neón se han añadido ocho electrones al periodo 2, así que el número de electrones que puede ocupar el segundo nivel de energía debe ser ocho. El siguiente elemento, el sodio, tiene número atómico 11 y encabeza el periodo 3. El onceavo electrón del sodio está en el tercer nivel de energía. El tercer periodo repite el patrón del segundo; cada elemento tiene un electrón más que su vecino de la izquierda, ubicado en el tercer nivel de energía.

Estructura atómica de los elementos de un periodo El primer periodo se completa con dos elementos, hidrógeno y helio. El hidrógeno tiene un electrón en su nivel de energía externo, así que tiene un electrón de valencia. ¿Puedes ver que el helio debe tener dos electrones de valencia? Cada periodo después del primero comienza con un elemento del grupo 1. Estos elementos tienen un electrón en un nivel de energía mayor que el del gas noble del periodo que lo precede, por lo cual los elementos del grupo 1 tienen un electrón de valencia. Cuando pasas de un elemento al siguiente a lo largo de los periodos 2 y 3, el número de electrones de valencia aumenta en uno. Los elementos del grupo 18 tienen ocho electrones de valencia en su nivel de energía externo, el máximo número de electrones posible. Los elementos del grupo 18 se llaman **gases nobles**, los cuales, debido a que tienen completa su dotación de electrones de valencia, no son reactivos.

El número del periodo de un elemento es el mismo que el de su nivel de energía externo; así, por ejemplo, los electrones de valencia de un elemento del segundo periodo están en el segundo nivel de energía. Un elemento del periodo 3, como el aluminio (**figura 3.9**), tiene sus electrones de valencia en el tercer nivel de energía.

■ **Figura 3.9** La escultura está hecha de aluminio, el periodo número tres del grupo 13.

Determina ***¿Cuántos electrones hay en cada nivel energético del aluminio?***

Conexión con la Literatura

El lenguaje de un químico

…disfruto al observar el mundo desde ángulos excepcionales, invirtiendo, por así decirlo, los instrumentos; examino aspectos de la técnica con el ojo de un escritor, y la literatura con el ojo de un técnico.

Con estas palabras, Primo Levi en la **figura 1,** describe la paradoja fundamental de su vida. Nacido en 1919, en Turín, Italia, se educó como químico. Fue hecho prisionero en 1944 por ser miembro del movimiento de la resistencia italiana antifascista, y deportado a un campo de concentración en Auschwitz, Polonia.

Ahí, sus conocimientos de la química tuvieron un papel fundamental para mantener su cuerpo y su espíritu intactos, como lo describe en sus memorias, *Sobrevivencia en Auschwitz* y *El despertar*. Gracias a sus conocimientos de química, Levi fue seleccionado para trabajar en una fábrica anexa al campo de concentración, en donde se elaboraba hule sintético. Como trabajador de la fábrica, Levi evitó las pesadas labores de campo en donde los trabajadores estaban expuestos a temperaturas bajo cero. Después de la guerra, Levi continuó escribiendo hasta su muerte en Turín, en abril de 1987.

Químico y escritor En el ensayo "El lenguaje de los químicos", Levi reflexiona acerca de las numerosas maneras mediante las cuales los químicos representan la realidad. Traza la historia del benceno desde ser una antigua resina hasta el descubrimiento de su fórmula estructural. Con su estilo, Levi logra conscientizar al lector sobre la forma en que los químicos emplean el lenguaje y los símbolos para describir un material.

Elementos de una vida En cada capítulo de sus memorias, a las que llamó *La tabla periódica,* se menciona el nombre de un elemento. Algunos de éstos le recuerdan eventos autobiográficos; otros lo hacen reflexionar sobre la naturaleza humana y el mundo natural. En el libro, las propiedades y las descripciones de los elementos (inertes, volátiles, venenosos, equiparables, esenciales) con frecuencia reflejan las propiedades de la vida misma. El primer capítulo, "Argón", cuenta cómo la familia de Levi se resistía al cambio, lo mismo que el gas inerte argón.

"El hidrógeno" es una recopilación de sus días de estudiante de química. "Plomo" es una historia ficticia de una familia que vive de la minería de plomo. Irónicamente todos murieron jóvenes por una enfermedad causada por envenenamiento con el metal del que vivían.

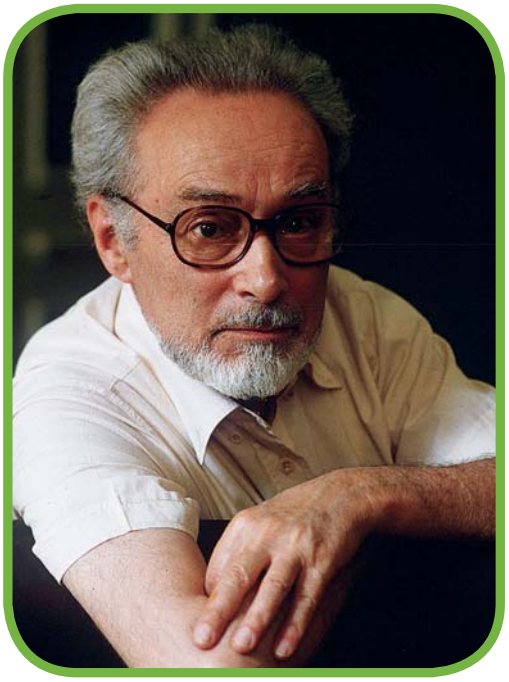


Figura 1 Primo Levi fue químico y escritor.

En "Níquel", Levi explica que él tuvo que trabajar con nombres falsos para que sus empleadores no supieran que era judío; de forma semejante como en ocasiones el níquel se confunde con otros metales. "El carbono" encuentra un elemento que unifica todas las cosas vivas. Sigue la travesía de un átomo de carbono por las rocas, las hojas, el viento, la leche, la sangre y, finalmente, el músculo, donde el átomo deja que el autor termine su historia. La Institución Real de Londres seleccionó *La tabla periódica* como el mejor libro científico jamás escrito.

Conexión con la Química

1. **Interpreta** Explica esta cita de Levi: *"La química es el arte de separar, pesar y distinguir: estos ejercicios son útiles también para la persona que describe eventos o da forma a su imaginación."*
2. **Infiere** ¿Por qué piensas que Levi llamó a sus memorias *La tabla periódica*?

MiniLab 3.2

Tendencias de la reactividad

¿Cómo puedes comparar la reactividad de los elementos? Habrás notado que las tendencias en las propiedades físicas y químicas de los elementos se repiten tanto horizontal como verticalmente en la tabla periódica. En este MiniLab vas a comparar las reactividades de dos elementos del grupo 2: magnesio y calcio, y de tres elementos del grupo 17: cloro, bromo y yodo.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Para comparar la reactividad del magnesio y del calcio, **sumerge** con unas pinzas un **pequeño trozo de cada elemento** en dos vasos pequeños con 1 cm de **agua**. Observa con qué rapidez reacciona cada elemento con el agua para producir burbujas de hidrógeno.
3. Vierte 1 mL de **solución de NaBr** en un **pequeño tubo de ensayo**; luego, añade tres gotas de **agua clorada**. Agita la solución con la punta de una **micropipeta**. Añade 1 mL del **fluido ligero**. Saca toda la mezcla con la micropipeta. Regresa la mezcla al tubo con ayuda de la pipeta. Repite esta operación varias veces hasta que los líquidos se mezclen por completo. (**PRECAUCIÓN**: ***Ten cuidado al manipular el agua clorada***.)
4. Saca los líquidos con la pipeta, inviértela y cubre la punta con un trozo de bulbo de otra pipeta.
5. Coloca la pipeta invertida en un vaso pequeño y déjala un tiempo hasta que se separen las capas superior e inferior. Si la capa superior no tiene un color evidente, regresa los líquidos al tubo y añade cinco gotas más de agua clorada. Luego repite los pasos 3 y 4 hasta que esta capa se coloree.
6. Con otro tubo de ensayo y otra pipeta, repite los pasos 3 y 4 con 1 mL de una **solución de NaI**, agua clorada y fluido ligero.

Análisis

1. **Determina** ¿Cuál de los dos elementos metálicos, magnesio o calcio, es más reactivo? Si esta tendencia se manifiesta en otros grupos de elementos metálicos, ¿cuáles metales son más reactivos: los que están en la parte superior o en la parte inferior de la tabla?
2. **Interpreta** tus resultados de los pasos 3 y 4. Si el cloro es más reactivo que el bromo, se producirá un color anaranjado en la capa superior. Si el cloro es más reactivo que el yodo, se producirá un color violeta, característico del yodo, en la capa superior. Con esta información, ¿cómo puedes comparar las reactividades del cloro, bromo y yodo? ¿Son más reactivos los elementos no metálicos que están arriba o abajo en la tabla periódica?

■ **Figura 3.10** El número de los electrones de valencia es el mismo para todos los miembros de un grupo.

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H·							He:
2	Li·	Be·	·B·	·C·	·N:	·O:	:F:	:Ne:
3	Na·	Mg·	·Al·	·Si·	·P:	·S:	:Cl:	:Ar:
4	K·	Ca·	·Ga·	·Ge·	·As:	·Se:	:Br:	:Kr:
5	Rb·	Sr·	·In·	·Sn·	·Sb:	·Te:	:I:	:Xe:
6	Cs·	Ba·	·Tl·	·Pb·	·Bi:	·Po:		:Rn:

Estructura atómica de los elementos de un grupo El número de electrones de valencia cambia desde uno a ocho cuando recorres un periodo de izquierda a derecha; cuando llegas al grupo 18, el patrón se repite. Para los elementos del grupo principal, el número del grupo se relaciona con el número de electrones de valencia. Los elementos del grupo principal son los que están en los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18. Para los elementos de los grupos 1 y 2, el número de grupo es igual al número de electrones de valencia. Para los elementos de los grupos 13, 14, 15, 16, 17 y 18, el segundo dígito del número del grupo es igual al número de electrones de valencia. En la **figura 3.10** se ilustran las estructuras de punto electrón de los elementos del grupo principal. Usa la **figura 3.10** para verificar la relación entre el número del grupo y los electrones de valencia.

Electrones de valencia y propiedades químicas Debido a que los elementos que conforman un grupo tienen el mismo número de electrones de valencia, sus propiedades son similares. El sodio está en el grupo 1 porque tiene un electrón de valencia. Como los otros elementos de este grupo también tienen un electrón de valencia, tienen propiedades químicas similares.

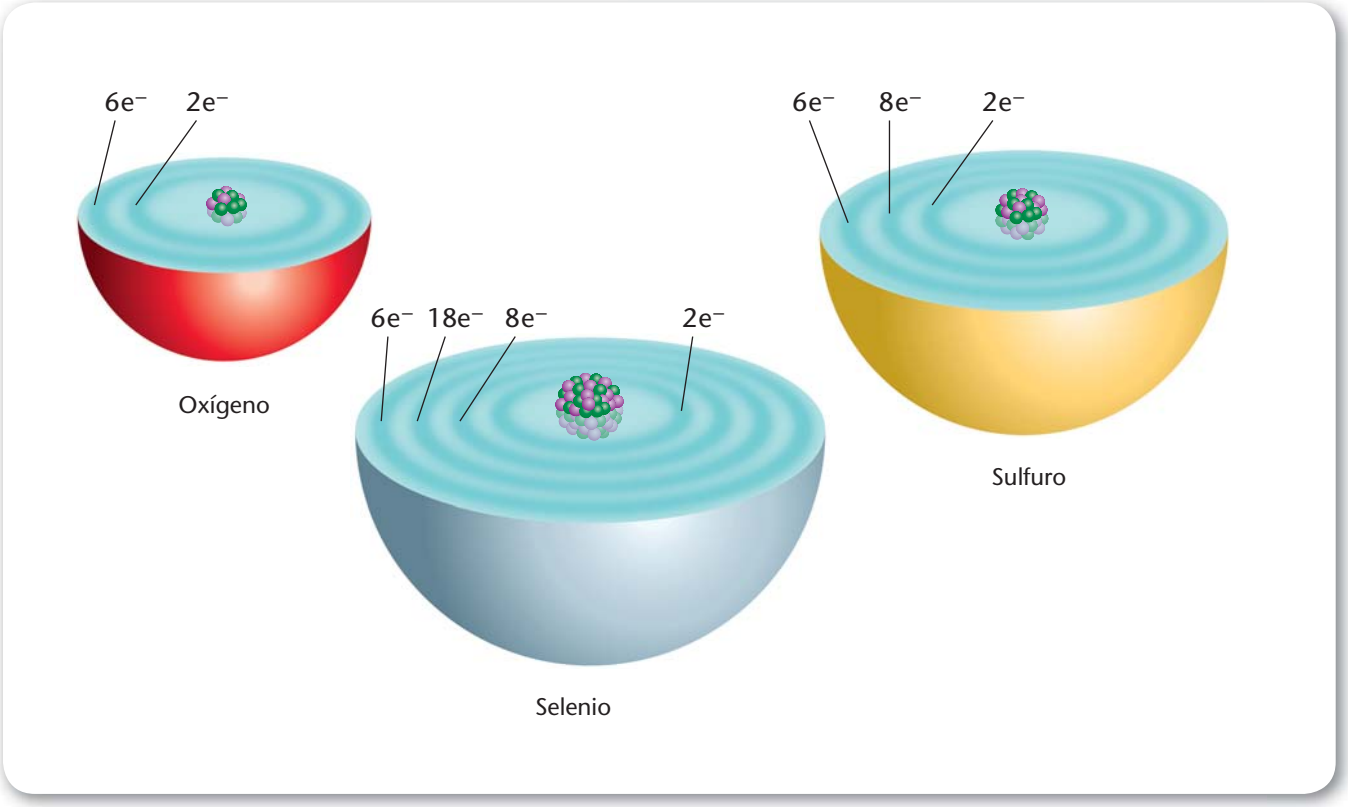
El cloro está en el grupo 17 y tiene siete electrones de valencia. Los demás elementos de este grupo tienen también siete electrones de valencia y, por lo mismo, tienen propiedades químicas semejantes. En toda la tabla periódica, los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes porque poseen el mismo número de electrones de valencia.

Como la tabla periódica relaciona números de grupo y de periodo con los electrones de valencia, ayuda a predecir la estructura atómica y, por tanto, las propiedades químicas. Por ejemplo, el oxígeno está en el grupo 16, en el periodo 2, y tiene seis electrones de valencia (los mismos que el segundo dígito del número de grupo); estos electrones están en el segundo nivel de energía (porque el oxígeno está en el segundo periodo). El oxígeno tiene el mismo número de electrones de valencia que los demás elementos del grupo 16, por lo cual tiene propiedades químicas similares. En la **figura 3.11** se representa la distribución de electrones en los niveles de energía de los primeros tres elementos del grupo 16.

Nombres comunes de algunos grupos En la tabla hay cuatro grupos con nombres comunes: los metales alcalinos del grupo 1, los metales alcalinotérreos del grupo 2, los halógenos del grupo 17 y los gases nobles del grupo 18. En griego, la palabra halógeno significa "el que forma sal" porque los compuestos que forman con los metales son como la sal. A los elementos del grupo 18 se les conoce como gases nobles porque son mucho menos reactivos que la mayoría de los demás elementos.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre la presión de vapor, visita glencoe.com.



■ **Figura 3.11** Oxígeno, azufre y el selenio tienen seis electrones en su exterior, los niveles de energía son predecibles en su número grupal. Observa en el diagrama del selenio que en el tercer nivel energético caben $18e^-$. En el capítulo 7 aprenderás más sobre niveles energéticos.

Desarrolla ***¿Cómo se vería una representación del telurio, otro elemento del grupo 16?***

QUIMILAB

LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Contexto

A mediados del siglo XIX los científicos descubrieron que al acomodar todos los elementos conocidos según sus propiedades y en una secuencia creciente de masas atómicas, las propiedades de estos elementos se repetían de manera regular o periódica. En este QuimiLab, vas a investigar algunos elementos representativos de varios grupos o familias de la tabla periódica y a clasificarlos como metales, no metales o metaloides. Por lo general, los metales son sólidos a temperatura ambiente, tienen brillo metálico y son maleables. Conducen la electricidad y muchos reaccionan con ácidos. Por otra parte, los no metales pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente. Si un no metal es sólido, es posible que sea quebradizo más que maleable. Los no metales no conducen la electricidad y no reaccionan con ácidos. Por su parte, los metaloides combinan algunas de las características de los metales y de los no metales.

Tus datos experimentales te ayudarán a clasificar algunos elementos como metales, no metales o metaloides, y a determinar la tendencia general de las características metálicas y no metálicas dentro de la tabla periódica.

Pregunta

¿Cuál es el patrón de las propiedades metálicas y no metálicas de los elementos de la tabla periódica?

Objetivos

- **Observar** las propiedades de muestras de elementos metálicos, no metálicos y metaloides.
- **Clasificar** a los elementos como metales, no metales o metaloides.
- **Analizar** los resultados para descubrir las tendencias de las propiedades de los elementos de la tabla periódica.

Preparación

Materiales

tubos de ensayo con tapa que contengan pequeñas muestras de carbono, nitrógeno, oxígeno, magnesio, aluminio, silicio, fósforo rojo, azufre, cloro, calcio, selenio, estaño, yodo y plomo
cajas Petri de plástico que contengan muestras de carbono, magnesio, aluminio, silicio, azufre y estaño
un equipo para medir microconductividad
solución de HCl 1*M*
tubos de ensayo (6)
gradilla para tubos de ensayo
probeta graduada de 10 mL
espátula
un martillo pequeño
un marcador de tinta para vidrio

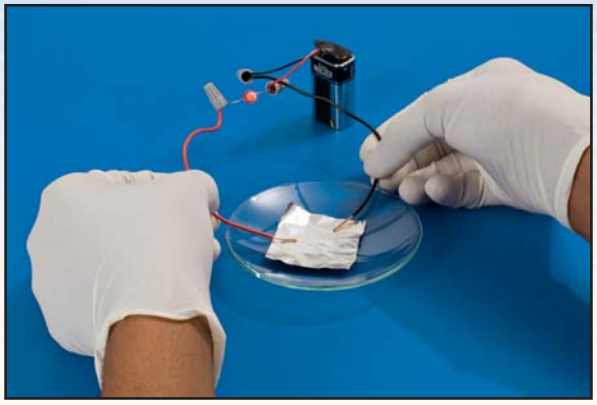
Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado al usar el HCl 1M. Si te salpica en la piel o en los ojos algo de ácido, enjuágate de inmediato con agua y avisa a tu profesor. Nunca pruebes los reactivos con la lengua.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Prepara una tabla como la que se muestra para tus datos y observaciones.
3. Observa y anota el aspecto de cada uno de los elementos. Incluye en tu descripción el estado físico, color y otras características evidentes como el brillo. No abras ningún tubo de ensayo.
4. Retira un poco de muestra de cada uno de los seis elementos de las cajas. Coloca las muestras sobre una superficie dura que haya designado tu profesor. Golpea ligeramente cada muestra con el martillo. Un elemento es maleable si se aplana con los golpes, y es quebradizo si se hace pedazos al golpearlo. Anota tus observaciones en la tabla.

5. Para probar la microconductividad de cada uno de los seis elementos de las cajas, conecta los electrodos del aparato para medir microconductividad a un trozo del elemento. Si el foco se enciende, tienes una evidencia de conductividad. Anota tus observaciones en la tabla de datos. Lava los electrodos con agua y sécalos de inmediato, después de probar cada elemento.



6. Agrega a cada uno de los seis tubos de ensayo 5 mL de agua, medidos en la probeta.
7. Rotula cada tubo con el símbolo de cada elemento que se prueba.
8. Con la espátula agrega una pequeña muestra de cada uno de los seis elementos (una tira de 1 cm o 0.1-0.2 g de sólido) en el tubo etiquetado con el símbolo de ese elemento.
9. Agrega a cada uno de los tubos alrededor de 5 mL de HCl 1*M* y observa los elementos por lo menos durante un minuto. Una evidencia de que hay una reacción es que se formen burbujas de hidrógeno sobre el elemento. Anota tus observaciones en la tabla de datos.

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** ¿Cuáles elementos mostraron las características generales de los metales?
2. **Interpreta los datos** ¿Cuáles elementos mostraron las características generales de los no metales?
3. **Interpreta los datos** ¿Cuáles elementos mostraron una combinación de características metálicas y no metálicas?

Aplicación y evaluación

1. **Construye** Construye una pequeña tabla periódica que tenga una fila de 7 cuadros y columnas de 5 cuadros de 2.5 cm. Etiqueta los cuadros en la parte superior y de izquierda a derecha como grupos 1 y 2 y 13-17. Rotula por un lado los cuadros de las columnas como periodos 2-6. En cada cuadro escribe el número atómico y el símbolo del elemento apropiados. Tomando como base tus respuestas a las preguntas hechas en Analiza y concluye, escribe tu clasificación de metal, no metal o metaloide para cada uno de los elementos que observaste y/o probaste.
2. **Concluye** ¿Las características metálicas de los elementos a lo largo de un periodo parecen aumentar de izquierda a derecha o de derecha a izquierda?
3. **Concluye** ¿Las características metálicas de los elementos de un grupo aumentan de arriba hacia abajo o de abajo hacia arriba?
4. **Ilustra** Los metaloides señalan el límite aproximado entre metales y no metales de la tabla periódica. Tomando como base tus observaciones, dibuja una línea gruesa a lo largo de este límite.

CONTINÚA INDAGANDO

Investiga ¿Hubo algunas muestras de elementos que no se integraron en una de las tres categorías? Explica. ¿Qué investigación adicional te puede conducir a aprender más acerca de las características de esos elementos?

Datos y observaciones

Tabla de datos

Elemento	Aspecto	Maleable o quebradizo	Conductividad eléctrica	Reacción con HCl

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Estados físicos y tipos de elementos

Ésta es otra información práctica que se puede obtener a partir de la tabla periódica. La distribución de la tabla te ayuda a determinar el estado físico de un elemento; si el elemento es sintético o natural o si es un metal, no metal o metaloide.

Estados físicos de los elementos La tabla periódica de las páginas 90 y 91 muestra los estados de los elementos a temperatura y presión ambiente. La mayoría de los elementos son sólidos, ya que sólo dos son líquidos y, excepto el hidrógeno, los elementos gaseosos se localizan en la esquina superior derecha de la tabla.

Algunos elementos no se encuentran en la naturaleza, sino que se producen artificialmente en aceleradores de partículas, como el que se ilustra en la **figura 3.12**. Estos elementos se conocen como elementos sintéticos. Los elementos sintéticos, producidos por medio de reacciones nucleares, se señalan en la tabla periódica. Entre ellos está el tecnecio, el elemento 43, y todos los elementos después del uranio, elemento 92. Aunque en los minerales de uranio se han encontrado pequeñas cantidades de neptunio y plutonio (elementos 93 y 94, respectivamente), es muy probable que sean productos del bombardeo nuclear debido a la radiación de átomos de uranio.

Clasificación de los elementos Los códigos de color para los elementos de la tabla periódica de las páginas 90 y 91, los identifica como metales (azul), no metales (amarillo) y metaloides (verde). La mayor parte de los elementos son metales; éstos ocupan todo el lado izquierdo y el centro de la tabla periódica. Los no metales se encuentran en la esquina superior derecha, y los metaloides se localizan entre los límites del sitio de los metales y los no metales. Cada uno de estos tipos de elementos tiene propiedades físicas y químicas características, de tal suerte que si se sabe que un elemento es un metal, no metal o metaloide, se puede predecir su comportamiento. Los elementos se clasifican como metales, no metales o metaloides de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas.

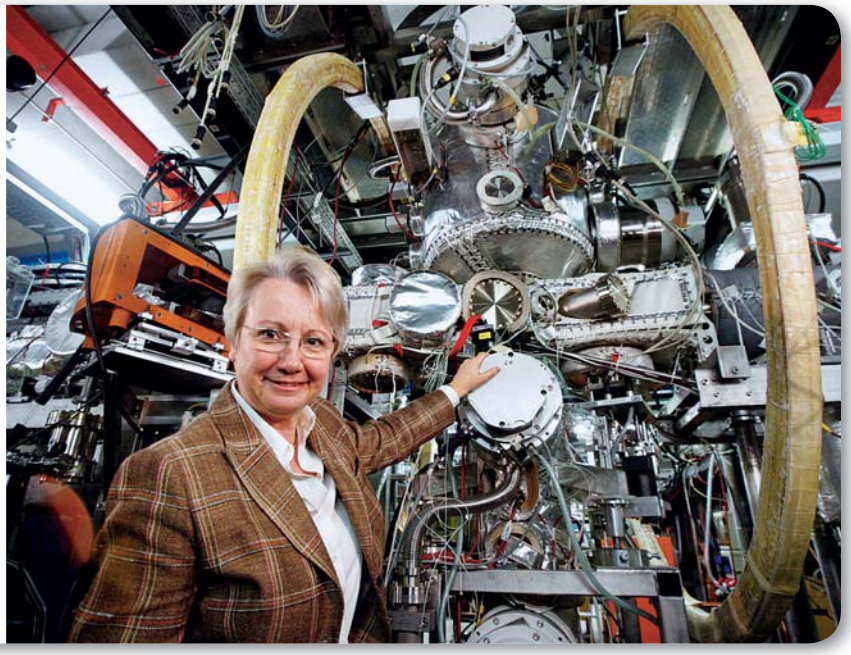


Figura 3.12 El acelerador de partículas UNILAC, en Darmstadt, Alemania, crea elementos pesados sintéticos mediante un conjunto de reacciones químicas.

■ **Figura 3.13** Las aleaciones de metales pueden ser diseñadas para conocer un amplio rango de usos, como piernas prostéticas (izquierda) y andamio para rascacielos (derecha).

Descubre ***Busca ejemplos de otras aleaciones y sus usos.***

Los metales Los metales están casi en todas partes. Constituyen muchas de las cosas que usas todos los días: automóviles y bicicletas, joyas, monedas, alambres eléctricos, aparatos domésticos y computadoras. Por su resistencia y durabilidad, se utilizan en las construcciones y en los puentes, y también para reemplazar huesos, como se ilustra en la **figura 3.13**. Los **metales** son elementos que tienen brillo, conducen el calor y la electricidad, comúnmente se doblan sin romperse. Con excepción del estaño, del plomo y del bismuto, los metales tienen uno, dos o tres electrones de valencia. Todos los metales, con excepción del mercurio, son sólidos a temperatura ambiente; de hecho, la mayoría posee puntos de fusión muy altos.

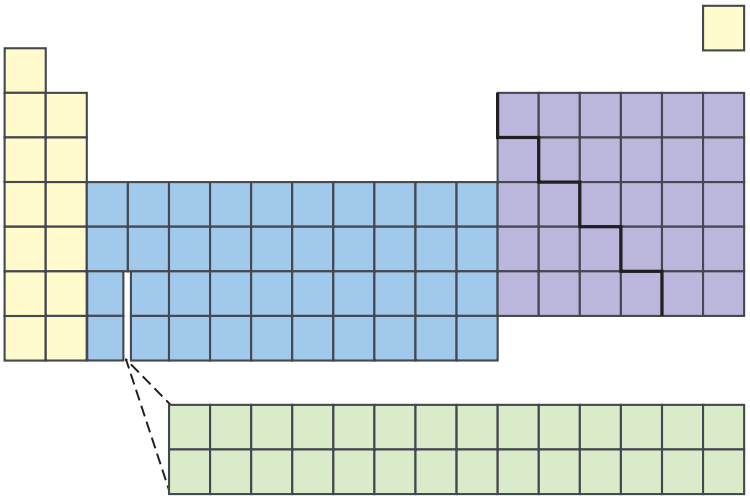
La tabla periódica muestra que la mayoría de los metales (código azul) no son elementos del grupo principal. Una gran parte se localiza en los grupos 3 a 12. Cabe hacer notar que los elementos del cuarto periodo empiezan con el escandio (Sc), de número atómico 21, y terminan con el zinc (Zn), número atómico 30. Estos 10 elementos señalan la primera aparición de los elementos de los grupos 3 al 12. Cada periodo, desde el cuarto hasta el fondo de la tabla, tiene elementos de estos grupos.

Elementos de transición Todos los elementos de los grupos 3 al 12, llamados **elementos de transición**, son metales. Muchos metales son comunes, como el cromo (Cr), hierro (Fe), níquel (Ni), cobre (Cu), zinc (Zn), plata (Ag) y oro (Au). Otros son menos comunes, pero importantes, como el titanio (Ti), manganeso (Mn), platino (Pt) y uranio (U). Algunos elementos de transición del periodo 7 son sintéticos y radiactivos.

En tanto que la química de los metales del grupo principal es bastante predecible, lo es menos la de los elementos de transición. La dificultad para predecir las propiedades y el comportamiento de los metales de transición se debe a que la estructura atómica de estos elementos es más complicada.

NOTICIAS de la materia

Una característica fascinante de la química del cromo es la gama de compuestos coloridos que produce, como los brillantes cromato de potasio amarillo y el dicromato de potasio anaranjado. Éstos y otros compuestos coloridos son los responsables del nombre del elemento. La palabra cromo proviene del griego *khroma*, que significa "color". Las trazas de cromo en cristales de minerales incoloros producen los colores brillantes de los rubíes y las esmeraldas.



■ **Figura 3.14** Los elementos que se encuentran separados del resto de la tabla periódica (en verde) tienen números atómicos del 58 al 71 y del 90 al 103. Si esta sección se colocara dentro de la tabla, ésta quedaría demasiado larga y no sería tan útil.

Elementos de transición interna En la tabla periódica hay dos series de elementos, con números atómicos del 58 al 71 y del 90 al 103, que se ubican debajo de la estructura principal de la tabla. Estos elementos están separados de la tabla principal porque si se colocaran en su posición correcta la tabla debería ser bastante más amplia. En la **figura 3.14** se muestra la posición de esos elementos en verde, separados del resto de la tabla. Los elementos de estas dos series se conocen como elementos de transición del centro. Muchos de estos elementos no se conocían en la época de Mendeleev, pero él sabía de algunos y sospechaba que se descubrirían los demás.

La primera serie de los elementos de transición del centro es la de los **lantánidos** porque siguen después del elemento número 57, el lantano. Los lantánidos constan de 14 elementos, desde el número 58 (cerio, Ce) hasta el número 71 (lutecio, Lu). Todos los lantánidos tienen propiedades semejantes, y debido a que su abundancia en la Tierra es de menos de 0.01 por ciento, a los lantánidos también se les llama tierras raras.

La segunda serie de los elementos de transición centrales, los **actínidos**, tienen números atómicos que van desde 90 (torio, Th), hasta 103 (laurencio, Lr). Todos los actínidos son radiactivos, y ninguno a partir del uranio (92) se encuentra en forma natural. Al igual que los elementos de transición, la química de los lantánidos y actínidos es impredecible porque sus estructuras atómicas son complejas. ¿Qué podría suceder a un nivel subatómico para explicar las propiedades de los elementos de transición del centro? En el capítulo 7 vas a estudiar una teoría más amplia del átomo para contestar esta pregunta.

No metales Aunque la mayoría de los elementos de la tabla periódica son metales, en la naturaleza abundan muchos no metales. El oxígeno y el nitrógeno son no metales que constituyen 99 por ciento de la atmósfera de la Tierra. El carbono, otro no metal, se encuentra en más compuestos que todos los otros elementos combinados. La mayor parte de los no metales no conducen la electricidad, conducen escasamente el calor y son quebradizos en estado sólido. Muchos compuestos de carbono, nitrógeno y oxígeno tienen aplicaciones importantes, como la que se ejemplifica en la **figura 3.15**.

■ **Figura 3.15** Un bosque tropical ilustra las interacciones entre el carbono, nitrógeno y oxígeno, que son importantes para el ciclo de la vida.

Tabla 3.5 **Propiedades de los metales y los no metales**

Metales	No metales
Poseen brillo metálico	Son de varios colores no lustrosos
Los sólidos se deforman con facilidad	Los sólidos pueden ser duros o suaves, por lo general, quebradizos
Son buenos conductores del calor y la electricidad	Conductores pobres del calor y la electricidad
Los electrones de valencia no están fuertemente unidos	Los electrones de valencia están fuertemente unidos

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 869 para realizar una **búsqueda de elementos**

Muchos **no metales** no conducen electricidad, son conductores mucho más pobres en calor que los metales, y son frágiles cuando son sólidos. Muchos son gases a temperatura ambiente, mientras que los sólidos carecen del brillo de los metales. Sus puntos de fusión tienden a ser más bajos que los de los metales y, con excepción del carbono, los no metales tienen cinco, seis, siete u ocho electrones de valencia. Las propiedades de los metales y de los no metales se resumen en la **tabla 3.5**.

Metaloides Los **metaloides** tienen algunas de las propiedades físicas y químicas de los metales y otras de los no metales. Los metaloides se ubican en la tabla periódica a lo largo del límite entre los metales y los no metales. El silicio (Si) es tal vez el metaloide mejor conocido. Algunos metaloides como el silicio, el germanio (Ge) y el arsénico (As) son semiconductores. Un **semiconductor** es un elemento que no conduce la electricidad tan bien como un metal, pero lo hace algo mejor que un no metal. La capacidad de un semiconductor de conducir corriente eléctrica se puede aumentar al añadirle una pequeña cantidad de otros elementos. Las propiedades semiconductoras del silicio hicieron posible la revolución de las computadoras. La **figura 3.16** muestra un semiconductor de silicio, que hizo posible la revolución de las computadoras.

Estructura atómica de los metales, metaloides y no metales Las diferencias entre las propiedades de los tres tipos de elementos se deben a las distintas maneras en que los electrones se distribuyen en los átomos. El número y la distribución de los electrones de valencia y la fuerza con que se sostienen en un átomo son factores importantes que determinan el comportamiento de un elemento. En general, los electrones de valencia de un metal se atraen con menos fuerza por el núcleo positivo, se mueven con libertad en el metal sólido y se sueltan con facilidad. Esta libertad de movimiento es lo que les confiere a los metales la capacidad de conducir la electricidad. Por otra parte, los electrones de valencia de los átomos de los no metales y metaloides están sostenidos con más fuerza y no se sueltan con facilidad. Cuando los metales experimentan reacciones químicas, tienden a perder los electrones de valencia, mientras que los no metales tienden a compartir electrones o a ganar los de otros átomos.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Semiconductor proviene del latín *conductus,* que significa *escoltar* o *guiar.*

■ **Figura 3.16** El silicio es un semiconductor ideal que se usa en la fabricación de chips para computadoras.

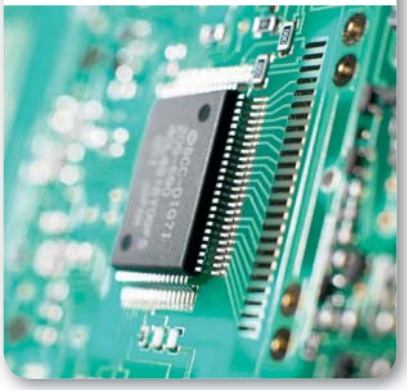


Figura 3.17

Propiedades generales de los metales, no metales y metaloides

Las propiedades de los metales, no metales y metaloides están determinadas por las configuraciones de sus electrones de valencia. El número de electrones de valencia de un metal varía según su posición en la tabla periódica. Los electrones de valencia de los átomos de los metales tienden a sostenerse relajados. Los no metales tienen cuatro o más electrones sostenidos fuertemente, mientras que los metaloides tienen de tres a siete electrones de valencia.

1. Metales familiares

Las vajillas de plata pulida y las piezas de cobre son valoradas por su belleza y brillo metálico. La capacidad del alambre de cobre de conducir la electricidad lo hace de gran utilidad en los circuitos eléctricos. Algunos metales se pueden moldear para elaborar objetos, como esta figurilla de bronce, que es una aleación de dos metales, el cobre y el estaño.

Toro de cobre

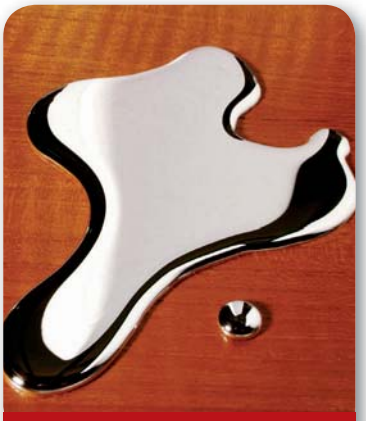
Trituradora de piedras hecha de acero

Muchos elementos de transición son importantes como materiales estructurales. El hierro se transforma en acero al mezclarlo con carbono. En ocasiones, se añaden otros metales para darles propiedades especiales. El hierro mezclado con manganeso produce un acero bastante resistente que se puede usar para fabricar las trituradoras de mandíbula de las máquinas para romper piedras. La combinación de hierro con vanadio produce una aleación resistente que se usa, entre otras cosas, para hacer las defensas de los automóviles.

La exposición al aire y la humedad provoca la oxidación del hierro del acero. El cromado de su superficie lo protege de la corrosión. La apariencia de muchos de los productos industriales mejora al recubrirlos con cromo brillante y reluciente.

La mayor parte de los metales son sólidos a temperatura ambiente; el mercurio es el único metal que es líquido a esta temperatura. El mercurio es venenoso y nunca debe tocarse con las manos.

Cromado



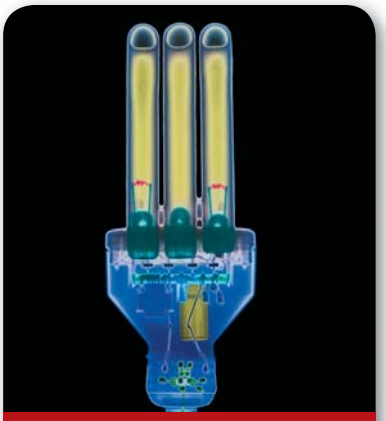
Mercurio

2. Algunos lantánidos y actínidos

Los compuestos de europio e iterbio se utilizan en las pantallas de los televisores a color. El neodimio se usa en algunos láser potentes.

Neodimio en un láser

Carbono en la hulla



Lámpara de halógeno

3. El carbono y otros no metales

La hulla es casi carbono puro. A menudo se extrae de minas y se utiliza como combustible. El gas natural y el aceite también son combustibles ricos en carbono. El grafito y el diamante son formas naturales del carbono, aunque su apariencia y propiedades químicas son distintas. El bromo y el yodo se utilizan en la fabricación de lámparas de halógeno de gran potencia. El nitrógeno líquido, que se utiliza para mantener bajas temperaturas, puede congelar la humedad del aire, que se ve aquí como una nube blanca.

Nitrógeno líquido

4. Metaloides

El silicio luce como un metal, pero es quebradizo y no conduce bien el calor o la electricidad. Su punto de fusión, 1 410° C, es cercano al de muchos metales. El silicio elemental (izquierda) se funde, se cristaliza en un solo cristal de silicio puro y se purifica (al centro atrás). El cristal se rebana en delgadas rodajas (derecha) que se usan para fabricar dispositivos electrónicos (al centro adelante).

Silicio

QUÍMICA y tecnología

Metales que no se desenrollan

Es fácil doblar el alambre y, una vez doblado, permanece en esa forma. Sería sorprendente si un alambre torcido empezara a desdoblarse de forma espontánea. Sin embargo, algunos metales, como los que forman los anteojos de la figura 1, se desdoblan de forma espontánea.

Metales que se desenrollan

Algunas aleaciones tienen una propiedad extraordinaria: vuelven a su antigua forma cuando se calientan o cuando se elimina la tensión que los moldeó. Estas aleaciones se llaman aleaciones con memoria de forma. Un trozo de alambre de una aleación que memoriza la forma que se dobla y luego se calienta por medio de una pequeña corriente eléctrica regresará a su forma original. Las aleaciones que memorizan la forma no sólo ayudan a que tus anteojos duren más, sino que también se usan para ejercen una suave presión sobre tus dientes y reducen tu número de visitas al odontólogo, al mantener firmes tus aparatos de ortodoncia.

Diferentes fases sólidas

La fusión es la transición de un material desde sólido a líquido. La transición de una fase a otra también puede ocurrir dentro de un sólido. Un sólido puede tener dos fases si tiene dos posibles estructuras cristalinas. La capacidad de experimentar cambios en la estructura cristalina es lo que le da su propiedad a los metales con memoria de forma. Por ejemplo, una aleación que tiene iguales cantidades de dos metales puede tener una posible estructura cristalina que se denomina fase austenita. Si esta fase se enfría en condiciones controladas, el material adopta la fase martensita. Como se muestra en la **figura 2**, la nueva estructura cristalina no cambia la posición de los átomos en todo el material, pero la nueva organización interna le confiere nuevas propiedades a la aleación.

Figura 1 Anteojos fabricados con metales que memorizan la forma.

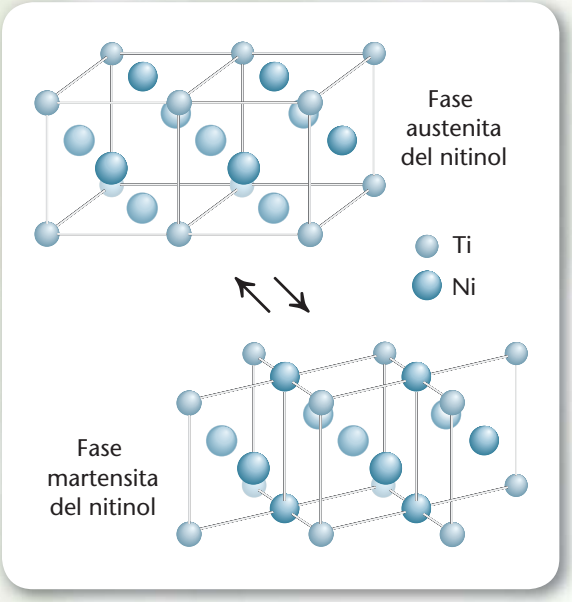


Figura 2 Fases austenita y martensita de nitinol.

Nitinol

El nitinol es una aleación de níquel y titanio que tiene la estructura de la fase austenita. Los átomos de níquel y de titanio están acomodados en cubos. Como se muestra en la **figura 2**, cada átomo de níquel está en el centro de un cubo de átomos de titanio, y un átomo de titanio está en el centro de cada cubo de átomos de níquel. El diagrama de la **figura 3** ilustra lo que sucede si al nitinol se le da la forma de un alambre recto (a), se calienta (b) y se enfría más allá de su temperatura de transición (c), entonces adopta la fase martensita. Nótese que su forma externa no cambia, es decir, aún es recto (d). Sin embargo, la estructura que tiene en (d) le permite que se pueda doblar al aplicar una tensión externa en (e). Ahora, si el alambre es calentado, la tensión se libera y regresa de nuevo a su forma inicial en la fase martensita (f).

Brazo robótico

Se han desarrollado brazos robóticos, como el que se muestra en la **figura 4**, que contienen alambres de aleaciones que memorizan la forma, que actúan como los movimientos de la mano, son tan precisos que las personas sordas y ciegas pueden sentir e interpretar sus movimientos cuando los expresa en el lenguaje estadounidense de signos. Para lograr esto, un lector óptico lee los textos y transforma los caracteres en señales de entrada, las cuales, posteriormente, dirigen los dedos para que formen los símbolos adecuados.

Capturador de coágulos

Este dispositivo se utiliza para capturar coágulos sanguíneos en la vena cava (vena principal) antes de que lleguen a los pulmones. Cuando el capturador está plegado dentro de su cubierta, tiene un diámetro de tan sólo 3 mm, pero una vez que se inserta en la vena, el alambre se abre hasta un diámetro de 28 mm. Este dispositivo se fabrica con alambre de nitinol, que tiene una temperatura de transición justo por debajo de la temperatura corporal. El alambre se pliega y se coloca en una funda. Cuando éste se inserta en la vena, el alambre se baña en una solución salina fría y la funda se retira lentamente. Cuando el alambre se calienta a la temperatura del cuerpo, se desdobla y se abre para asumir la forma de un paraguas.

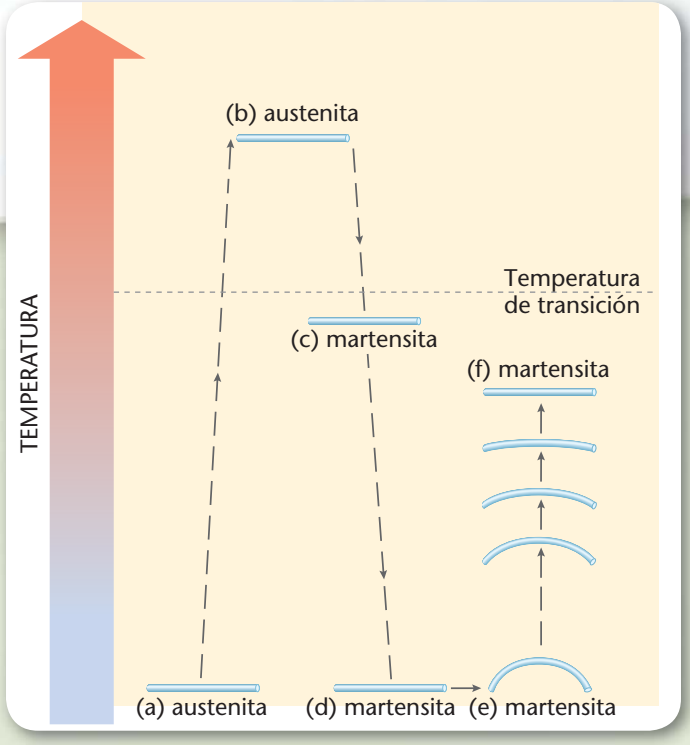


Figura 3 Las fases austenita y martensita están relacionadas con la temperatura.

Figura 4 Brazo robótico.

Análisis de la tecnología

1. **Infiere** Los armazones para anteojos fabricados con alambre de nitinol se desdoblan espontáneamente a temperatura ambiente. ¿La temperatura de transición de los armazones es inferior o superior a la de la temperatura ambiente?
2. **Aplicaciones** Elabora un simple nivel con alambre de nitinol que pueda elevarse y bajarse suavemente.

Química cotidiana

Monedas de metal

El concepto de que una cierta cantidad de sustancia metálica pudiera establecerse como una medida del valor de bienes y servicios se remonta a la Grecia antigua. Los griegos fueron los primeros en usar monedas de metal como medida de riqueza.

Metales de acuñar Históricamente, el cobre, la plata y el oro fueron las opciones lógicas para acuñar las monedas. Estos metales no abundan en la corteza terrestre, por lo que se les considera raros. La mayor parte de los elementos se encuentran combinados en compuestos, pero el cobre, la plata y el oro se localizan casi puros en las rocas, muy cerca de la superficie, lo cual facilita su explotación. La gente les tiene devoción por su belleza y rareza. Por último, sus propiedades permiten que se les moldee con facilidad, así como grabarlos y marcar su valor.

Figura 1 Monedas mundiales.

Metales de acuñar modernos La rareza hace a los metales más costosos. El oro y la plata se han encarecido tanto, que han desaparecido de la gran mayoría de las monedas como se muestra en la **figura 1**. Estados Unidos eliminó el oro de sus monedas en 1934, y la plata en 1971. Por ello, una moneda de medio dólar con la efigie de Kennedy, acuñada en 1972, tiene una cubierta de 75 por ciento de cobre y 25 por ciento de níquel sobre una base de cobre puro, llamada chapa. Una moneda de medio dólar emitida en 1970 tiene un plateado de 80 por ciento de plata y 20 por ciento de cobre sobre una placa de 21 por ciento de plata y 79 por ciento de cobre.

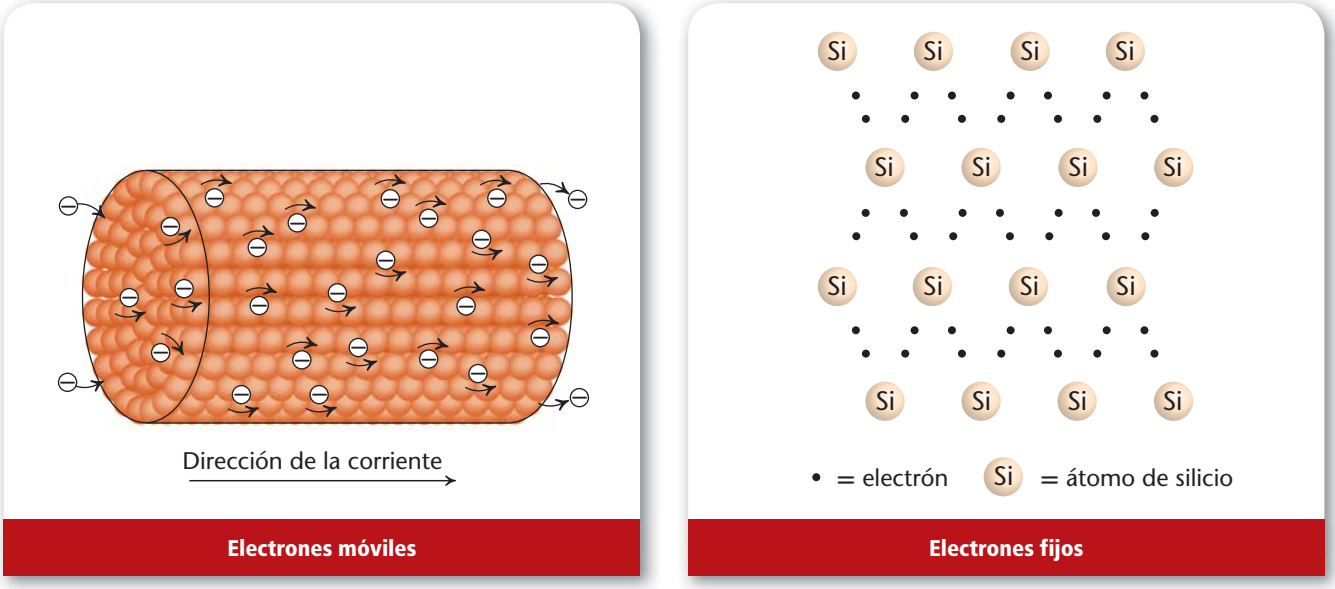
Las monedas de 10 centavos y los cuartos de dólar acuñados después de 1964 están hechos de 75 por ciento de cobre y 25 por ciento de níquel que cubren una placa de 100 por ciento de cobre. Si examinas el filo de una moneda de 10 centavos o de un cuarto de dólar, puedes ver la cubierta plateada que tapa al cobre como un emparedado.

Figura 2 Moneda de un centavo de Estados Unidos.

En Estados Unidos, las monedas de un centavo, como las que se muestran en la **figura 2**, se suelen llamar *penny*. Sin embargo, el nombre oficial que le asigna la Casa de Moneda de Estados Unidos es centavo. Desde 1793 hasta 1837, los centavos se hacían únicamente con cobre. A partir de 1837 la composición de los centavos ha variado entre bronce (95 por ciento cobre y 5 por ciento estaño y zinc), latón (95 por ciento cobre y 5 por ciento zinc) y una aleación compuesta por 87.5 por ciento de cobre y 12.5 por ciento de níquel. Desde 1982 hasta el presente, los centavos están hechos con zinc (97.5 por ciento) cubierto con cobre (2.5 por ciento). Como consecuencia del aumento del precio del cobre y del zinc, la Casa de Moneda de Estados Unidos fabrica los centavos con pérdida, pues fabricar un centavo cuesta más que lo que es su valor real.

Explorando más

1. **Identifica** Menciona una propiedad física y una química del cobre, la plata y el oro por las que estos metales se eligen como metales de acuñar.
2. **Infiere** En la actualidad ¿qué metales utiliza Estados Unidos como metales de acuñación?
3. **Adquiere información** ¿Qué otros usos tienen el cobre, la plata y el oro?



■ **Figura 3.18**
Izquierda: En un conductor así como el cable de cobre, los electrones de valencia son libres de moverse para producir corriente eléctrica.
Derecha: Los electrones de valencia en silicio están localizados entre los vecinos los átomos de silicio. Estos electrones mantienen los átomos unidos en el cristal y son arreglados. Por tanto, los electrones no están disponibles a cargar una corriente eléctrica.

Los semiconductores y sus aplicaciones

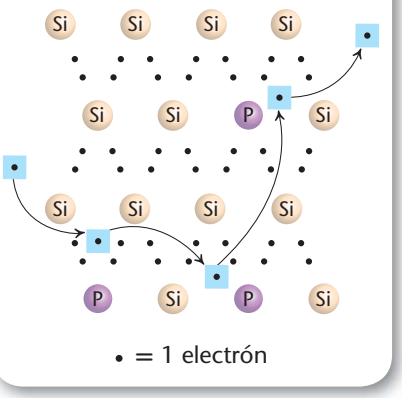
El televisor, la computadora, los juegos electrónicos portátiles y la calculadora son aparatos electrónicos que dependen de los semiconductores de silicio. Todos estos aparatos tienen circuitos que aprovechan la propiedad de semiconductor del silicio. Aprendiste que los metales son, en general, buenos conductores de la electricidad, los no metales son conductores pobres y los semiconductores caen entre los dos extremos, pero, ¿cómo funcionan éstos?

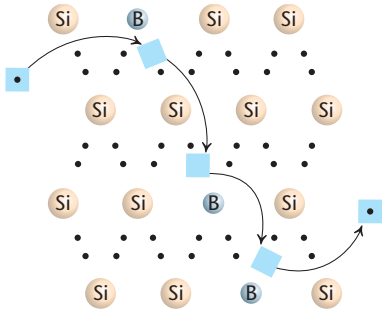
Los electrones y la electricidad Una corriente eléctrica es un flujo de electrones. La mayoría de los metales conducen la corriente eléctrica porque sus electrones de valencia no son atraídos con mucha fuerza por el núcleo positivo y se pueden mover con libertad. Un alambre de cobre es un ejemplo de un buen conductor de corriente eléctrica. La **figura 3.18 (izquierda)** ilustra el flujo de electrones en el cobre.

A temperatura ambiente, el silicio puro no es un buen conductor de electricidad. El silicio tiene cuatro electrones de valencia, pero en la estructura cristalina éstos se mantienen apretados entre los átomos vecinos, como lo puedes ver con más claridad en la estructura del silicio que se ilustra en la **figura 3.18 (derecha)**.

Conducción eléctrica de un semiconductor La conductividad eléctrica de un semiconductor como el silicio se puede aumentar por medio de un proceso que se conoce como dopado. El dopado es la adición de una pequeña cantidad de otro elemento a un cristal de un semiconductor. Si se añade una pequeña cantidad de fósforo, que tiene cinco electrones de valencia, a un cristal de silicio, con sólo cuatro electrones de valencia, cada átomo de fósforo aporta un electrón adicional a la estructura cristalina. Estos electrones adicionales se mueven libremente a través del cristal generando una corriente eléctrica. En la **figura 3.19** se muestra un cristal de silicio dopado con fósforo. Un semiconductor como el silicio dopado con fósforo se llama semiconductor de tipo *n* porque hay electrones adicionales (cargados negativamente) en la estructura del cristal.

■ **Figura 3.19** En un fósforo de silicio, los electrones extra de los átomos no son necesarios para sostener el cristal unidos. Ellos son libres de mover y cargar una corriente eléctrica.





■ **Figura 3.20** Los electrones de silicio se mueven dentro y fuera de "hoyos", espacios que carecen de un electrón. Este movimiento es una corriente eléctrica.

El silicio también se puede dopar con un elemento como el boro que posee tres electrones de valencia. El boro tiene menos electrones de valencia que el silicio, así que cuando se le incorpora a un cristal de silicio se produce una escasez de electrones y se forman "agujeros" en la estructura cristalina de este último elemento. Estos agujeros son sitios donde debería haber un electrón, pero no hay porque el boro tiene un electrón menos que el silicio. La entrada y salida de electrones por estos agujeros produce una corriente eléctrica. El silicio dopado con boro es un ejemplo de un semiconductor tipo *p*, porque los agujeros actúan como si fueran cargas positivas que se mueven por todo el cristal. En la **figura 3.20** se ilustra el silicio dopado con boro.

Diodos Muchos dispositivos semiconductores se fabrican combinando semiconductores tipo *p* y *n* para formar un diodo. Esta combinación de semiconductores permite que la corriente eléctrica fluya sólo en una dirección, desde la terminal negativa hacia la positiva.

Los transistores como los que se muestran en la **figura 3.21** son los componentes clave de los circuitos eléctricos de aparatos como computadoras, calculadoras, aparatos para sordera y televisores. Estos componentes se utilizan para amplificar (aumentar la intensidad) las señales eléctricas. Los transistores son bastante pequeños; su tamaño compacto y eficiencia de operación han permitido la miniaturización de muchos aparatos electrónicos, como las computadoras tipo laptop, los marcapasos cardiacos y los aparatos para la sordera. Los transistores se pueden construir colocando un semiconductor tipo *p* entre dos semiconductores tipo *n*, a lo cual se llama unión *npn,* o colocando un semiconductor tipo *n* entre dos semiconductores tipo *p*, denominada unión *pnp.*

Los transistores, diodos y otros dispositivos semiconductores se incorporan en finas rebanadas de silicio para formar los circuitos integrados. El pequeño tamaño de un chip —de unos cuantos milímetros de ancho— ha posibilitado el

■ **Figura 3.21** Transistores (centro) son usados para incrementar la fuerza de signos eléctricos divididos como en un control de televisión, teléfonos y celulares.

Figura 3.22 La miniaturalización de circuitos integrados en los chips de silicón permiten que el tamaño de las computadoras cambien de ser de escritorio (izquierda) a laptop (derecha).

extraordinario crecimiento de la tecnología de la computación, uno de los cuales se muestra en la **figura 3.22.**

Conexión de ideas

Ya sabes que los elementos se combinan químicamente para formar compuestos. Las formas en que los elementos se combinan dependen enteramente de sus electrones de valencia. Con tus conocimientos de la tabla periódica, podrás explicar por qué se combinan los elementos y predecir qué compuestos pueden formar.

Sección 3.2 Evaluación

Resumen de la sección

- La estructura atómica y el número de electrones de valencia se pueden relacionar con la posición de un elemento en la tabla periódica.
- Los elementos se clasifican como metales, no metales o metaloides.
- El número de electrones de valencia y la fuerza con que están sujetos al átomo determinan las propiedades químicas de un elemento.
- La conductividad eléctrica de los semiconductores puede aumentarse al agregar pequeñas cantidades de otros elementos.

5. Idea PRINCIPAL **Explica** ¿Cómo se relaciona la disposición de los elementos en los periodos con la configuración electrónica?
6. **Ilustra** Dibuja una tabla periódica e indica dónde se encuentran usualmente los metales. ¿Dónde se ubican los no metales y los metaloides?
7. **Contrasta** ¿Cuáles son las principales diferencias entre las propiedades físicas de los metales, no metales y metaloides?
8. **Concluye** ¿Qué puedes deducir acerca de las propiedades del bario a partir de la tabla periódica?
9. **Infiere** El germanio tiene las mismas propiedades semiconductoras y el mismo tipo de estructura que el silicio. ¿Qué tipo de semiconductor esperarías que fuera el germanio dopado con arsénico?

CAPÍTULO 3

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Las tendencias periódicas en las propiedades de los átomos permiten predecir las propiedades físicas y químicas.

Sección 3.1 Desarrollo de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL La tabla periódica evolucionó a medida que los científicos descubrieron formas más útiles para comparar y organizar los elementos.

Vocabulario

- ley periódica (p. 92)
- periodicidad (p. 88)

Conceptos clave

- En su tabla periódica, Mendeleev organizó los elementos según aumenta su masa atómica y los agrupó tomando como base la semejanza de sus propiedades.
- Mendeleev colocó los elementos con propiedades semejantes en grupos. Reconoció patrones útiles para identificar los elementos desconocidos en la tabla.
- La ley periódica moderna establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos se repiten de acuerdo con un patrón regular al acomodarlos en orden creciente según su número atómico.

Sección 3.2 Uso de la tabla periódica

Idea PRINCIPAL Los elementos están organizados en la tabla periódica de acuerdo con su configuración electrónica.

Vocabulario

- actínido (p. 102)
- elemento de transición (p. 101)
- gas noble (p. 94)
- grupo (p. 94)
- lantánido (p. 102)
- metal (p. 101)
- metaloide (p. 103)
- no metal (p. 102)
- periodo (p. 94)
- semiconductor (p. 103)

Conceptos clave

- La estructura atómica y el número de electrones de valencia que tiene un elemento se pueden relacionar con su posición en la tabla periódica.
- Los elementos se pueden clasificar como metales, no metales y metaloides.
- El número de electrones de valencia y la fuerza con que se sostienen determina las propiedades químicas de un elemento.
- La conductividad de los semiconductores se puede aumentar al añadirles pequeñas cantidades de otros elementos.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

10. Describe el elemento número 18 en términos de su número de grupo y periodo, nombre de familia y elementos más cercanos.

11. ¿Cuál es el número del grupo de cada una de las siguientes familias de elementos? Escribe los símbolos de los elementos de cada familia.

a) metales alcalinos.
b) halógenos.
c) metales alcalinotérreos.
d) gases nobles.

12. ¿Cuántos electrones de valencia tiene un átomo de cada uno de los siguientes elementos?

a) Ne **b)** Br **c)** S **d)** Sr **e)** Na **f)** As **g)** Sn **h)** In

13. Clasifica cada uno de los elementos de la pregunta 12 como metal, no metal o metaloide.

14. Dibuja el diagrama de puntos de Lewis para cada uno de los siguientes elementos. ¿Cuál es el número del grupo de cada uno de los elementos?

a) Cl **b)** Mg **c)** C **d)** Bi **e)** Kr **f)** Cs **g)** O **h)** P

15. Se te proporciona la **tabla 3.6** con datos incompletos respecto a la masa atómica, la densidad y el punto de fusión de tres elementos de una tríada. Siguiendo los patrones de las tríadas de Döbereiner, propón un número probable de cada uno de los valores que faltan.

Tabla 3.6 Datos de la tríada

Elemento	Masa atómica (u)	Densidad (g/mL)	Punto de fusión (K)
K	39.098		336
Rb		1.53	313
Cs	132.905	1.87	

16. La ley periódica moderna establece que las propiedades de los elementos se organizan con un patrón predecible. ¿Cuál es dicho patrón?

Aplicación de conceptos

17. ¿Cuáles de los siguientes elementos tienen propiedades químicas semejantes?

a) Be **b)** Sr **c)** Cs **d)** F **e)** Ar **f)** I

18. El americio (Am) es un actínido que se usa en los detectores de humo. ¿Qué propiedad de los actínidos hace que este elemento sea útil en un detector de humo?

19. Química y tecnología ¿Por qué la transformación de una fase cristalina a otra es distinta de la fusión o de la ebullición?

20. Química cotidiana ¿Qué propiedades del níquel y del zinc los hace ser buenos sustitutos del cobre y la plata en las monedas?

21. Conexión con la literatura ¿Cuáles fueron los dos campos que Primo Levi combinó en el trabajo de su vida?

Razonamiento crítico

Emplea una tabla

22. MiniLab 1 Mendeleev predijo la existencia del eka-boro, que era desconocido en su época. El eka-boro se ubicaba en la tabla periódica entre el calcio y el titanio. ¿Cuál es el nombre actual del eka-boro?

Relación de causa y efecto

23. QuimiLab Explica cómo cambian las propiedades metálicas de los elementos cuando recorres un periodo de izquierda a derecha. ¿Por qué las propiedades cambian de esta manera?

Realiza predicciones

24. MiniLab 2 Compara los tres metales alcalinos, litio, potasio y cesio, y predice cuál es el más reactivo y cuál el menos reactivo.

25. Las fórmulas de los cloruros de litio, berilio, boro y carbono son LiCl, $BeCl_2$, BCl_3 y CCl_4, respectivamente. Utiliza la tabla periódica para predecir las fórmulas de los cloruros de potasio, magnesio, aluminio y silicio.

Tabla 3.7 Masa atómica y densidad de elementos seleccionados

Elemento	Helio	Neón	Argón	Kryptón
Masa atómica (u)	4.00	20.2	39.9	83.8
Densidad (g/mL)	0.179	0.901	1.78	3.74

Interpreta los datos

26. **MiniLab 2** Elabora una gráfica de densidad contra masa para los elementos de la **tabla 3.7**. Describe la relación entre la masa atómica y la densidad de los elementos. Usa tu tabla periódica para localizar los elementos. Basándote en esos datos ¿qué puedes decir con relación a la tendencia de la densidad según te mueves hacia abajo en una columna de elementos?

Revisión acumulativa

27. ¿Cómo se diferencian los elementos de la mayor parte de la materia que te rodea? (*Capítulo 1*)

28. ¿Cuál elemento tiene el punto de ebullición más alto: mercurio, nitrógeno o sodio? (*Capítulo 1*)

29. Un átomo neutro de argón tiene 22 neutrones y 18 electrones. ¿Cuáles son el número de masa y el número atómico del argón? (*Capítulo 2*)

30. Los 18 electrones del argón se acomodan en diferentes niveles de energía. ¿Cuántos niveles de energía son necesarios para acomodar los electrones del argón y cuántos electrones hay en cada nivel? (*Capítulo 2*)

31. Describe la organización de los electrones en un isótopo de argón que tiene 21 neutrones y 18 electrones. (*Capítulo 2*)

32. ¿Qué esperarías ver en el espectro de emisión del argón que compruebe la existencia de niveles de energía? (*Capítulo 2*)

33. Un átomo con un número de masa de 196 tiene 40 protones menos que neutrones Encuentra el número atómico e identifica de cuál átomo se trata. (*Capítulo 2*)

34. ¿Por qué es imposible convertir cobre (grupo 11, periodo 4) en oro (grupo 11, periodo 6) como lo intentaron los alquimistas? (*Capítulo 2*)

Prueba de habilidades

35. Observa la tabla periódica de las páginas 90 y 91. Busca pares de elementos que invertirían su orden si la tabla se organizara de acuerdo con el aumento de la masa atómica, tal como era la tabla periódica de Mendeleev.

36. Escribe el símbolo del elemento cuyos electrones de valencia cumplen cada descripción.

a) dos electrones en el tercer nivel energético.
b) siete electrones en el cuarto nivel energético.
c) cuatro electrones en el sexto nivel energético.
d) ocho electrones en el quinto nivel energético.
e) un electrón en el primer nivel energético.
f) seis electrones en el segundo nivel energético.

ESCRIBIENDO Química

37. Mendeleev hizo predicciones acerca del germanio y de otros elementos. Tres de estos elementos fueron el galio (Ga), el escandio (Sc) y el polonio (Po). Elabora un resumen que describa la exactitud de sus predicciones.

Resolución de problemas

38. La densidad del aluminio es 2.7 g/mL y la del hierro es 7.9 g/mL. Suponiendo que los fabricantes de latas para bebidas pueden utilizar el mismo volumen de cada metal para fabricarlas, compara la masa de una lata de aluminio con la de una lata semejante hecha de hierro. Explica tus respuestas.

39. La fórmula química del sulfuro de zinc es ZnS. Utiliza la tabla periódica para predecir las fórmulas de los siguientes compuestos semejantes.

a) óxido de zinc.
b) óxido de cadmio.
c) sulfuro de mercurio.
d) seleniuro de zinc.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Tabla de la tríada de halógenos				
Símbolo del elemento	Masa atómica (u)	Densidad (g/mL)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cl	35.5	0.00321	–101	–34
Br	79.9	3.12	–7	59
I	127	4.93	114	185

Utiliza la tabla de la tríada de halógenos, que se muestra arriba, para responder las preguntas 1 y 2.

1. ¿En qué estado existe el cloro a temperatura ambiente?
- **a)** gas.
- **b)** plasma.
- **c)** líquido.
- **d)** sólido.

2. A medida que aumenta la masa atómica de los halógenos, el punto en el que se transforma de líquido a gas.
- **a)** disminuye.
- **b)** aumenta.
- **c)** fluctúa.
- **d)** permanece constante.

3. ¿Por qué la tabla periódica de Mendeleev fue una herramienta poderosa para la ciencia de la química en el siglo XVIII?
- **a)** La tabla periódica de Mendeleev organizó los datos de los elementos en columnas y renglones.
- **b)** La tabla periódica de Mendeleev permitió a los químicos medir las densidades de los elementos.
- **c)** La tabla de Mendeleev permitió a los químicos medir los puntos de ebullición y de fusión de los elementos.
- **d)** La tabla de Mendeleev le permitió predecir las propiedades de elementos que aún no se descubrían.

4. Se dice que una sustancia es sólido si
- **a)** es duro y rígido.
- **b)** se puede comprimir hasta un volumen más pequeño.
- **c)** adopta la forma del recipiente que lo contiene.
- **d)** sus partículas de materia están muy cercanas.

5. Se puede predecir que el elemento 118 tendrá propiedades similares a un
- **a)** metal alcalinotérreo.
- **b)** halógeno.
- **c)** metaloide.
- **d)** gas noble.

6. ¿Cuál de las siguientes frases sobre el número de electrones de valencia y las estructuras de punto electrón de Lewis de los elementos de un mismo grupo es verdadera?
- **a)** Los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia pero diferente estructura de punto electrón de Lewis.
- **b)** Los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia y la misma estructura de punto electrón de Lewis.
- **c)** Los elementos de un mismo grupo tienen diferente número de electrones de valencia pero igual estructura de punto electrón de Lewis.
- **d)** Los elementos de un mismo grupo tienen diferente número de electrones y diferente estructura de punto electrón de Lewis.

7. Un semiconductor es:
- **a)** una sustancia que conduce bien la electricidad.
- **b)** una sustancia que conduce poco la electricidad.
- **c)** una sustancia que conduce la electricidad mejor que los metales pero no tan bien como los no metales.
- **d)** una sustancia que conduce la electricidad mejor que los no metales pero no tan bien como los metales.

8. ¿Cuál es la definición de una unidad de masa atómica?
- **a)** 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12.
- **b)** una pequeña unidad que se usa para medir partículas subatómicas de masa.
- **c)** la masa de un protón o de un neutrón.
- **d)** la masa de un electrón.

¿NECESITAS AYUDA?								
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8
Repasa la sección . . .	3.1	3.1	3.1	1.2	2.1	3.2	3.2	3.2

CAPÍTULO 4

Formación de compuestos

GRAN Idea **La mayoría de los elementos puede formar compuestos.**

4.1 La variedad de compuestos

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los compuestos difieren de las propiedades de los elementos que forman los compuestos.

4.2 Cómo los elementos forman compuestos

Idea PRINCIPAL Los compuestos se forman cuando los electrones de los átomos se reacomodan para lograr una configuración estable.

Hechos químicos

- Las reacciones químicas por debajo de la superficie del lago Mono en California forman agujas llamadas tufas.
- Los iones calcio de las agujas subterráneas se combinan con los iones carbonato del agua del lago y producen el mineral de estas rocas.
- Bajo el agua, la altura de las torres de tufa puede aumentar hasta 2 cm por día.

INTRO Lab

Observa la evidencia del cambio

Cuando las sustancias intervienen en una reacción química para formar nuevos compuestos, las nuevas sustancias generalmente tienen propiedades físicas diferentes de los reactivos originales. ¿Cómo puede una reacción química cambiar un líquido de rojo a incoloro?

Materiales

- vaso de precipitados de 500 mL
- probeta graduada de 25 mL
- agua
- colorante vegetal rojo
- blanqueador de ropa
- varilla de agitación

Procedimiento

PRECAUCIÓN: ***Realiza este experimento en un área ventilada o en una campana. El blanqueador de ropa puede dañar la piel y la ropa. Notifica a tu profesor si ocurre algún derrame.***

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Vierte 300 mL de agua en el vaso de precipitados de 500 mL.
3. Añade tres gotas del colorante vegetal rojo y agita la mezcla hasta que toda el agua quede de un color rojo homogéneo.
4. Mide 15 mL de blanqueador y viértelo en el vaso de precipitados.
5. Agita la mezcla hasta que no se observen más cambios en la solución.

Análisis

1. **Describe** cualquier cambio en la solución que observaste.
2. **Infiere** Con base en lo que observaste, ¿se formó una sustancia nueva? Explica tu respuesta.

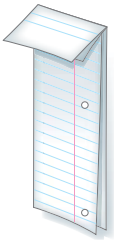
Indaga ¿El blanqueador provoca un cambio de color cuando lo combinas con todos los compuestos? ¿Cómo podrías demostrar esto?

FOLDABLES® Organizador de estudio

Formación de compuestos Haz el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar la información sobre la formación de compuestos a nivel atómico.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad en forma longitudinal.

PASO 2 Coloca la hoja en sentido vertical y dobla el extremo superior hacia abajo aproximadamente a 2 cm.



PASO 3 Desdobla y traza líneas a lo largo de todos los dobleces. Rotula las columnas como sigue: *Compuestos iónicos* y *Compuestos covalentes*.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable con la sección 4.2.** A medida que leas la sección, anota la información sobre los compuestos iónicos y covalentes en las columnas apropiadas de su modelo de papel.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Mezcla de líquidos iónicos y covalentes*

Sección 4.1

Objetivos

- **Distinguir** las propiedades de los compuestos de aquellas que presentan los elementos de los cuales están formados.
- **Comparar y contrastar** las propiedades del cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono.

Repaso de vocabulario

propiedad química: una propiedad que puede observarse cuando hay un cambio en la composición de una sustancia

La variedad de compuestos

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los compuestos difieren de las propiedades de los elementos que forman los compuestos.

Conexión de la lectura con el mundo real De la misma manera que dos huellas digitales humanas no pueden ser iguales, no hay dos sustancias que tengan exactamente la misma combinación de propiedades físicas y químicas. Al igual que el detective que usa las huellas digitales para identificar a un sospechoso, los químicos examinan las propiedades de las sustancias como pistas sobre la estructura microscópica y la formación de compuestos.

Sal de mesa

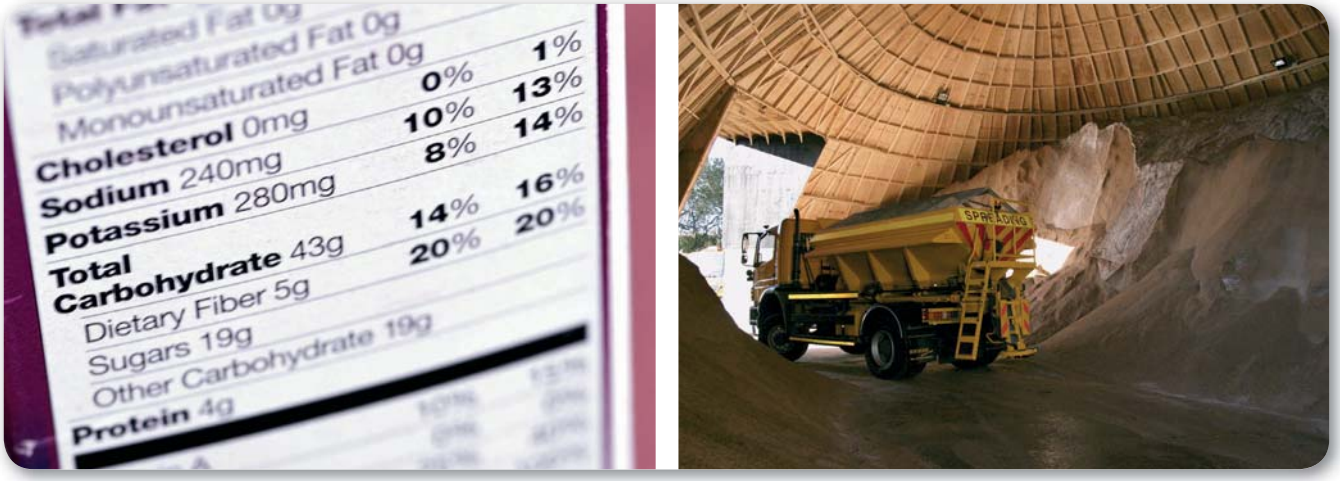
¿Cuál es el aditivo más popular para alimentos? En la mayoría de las cocinas, la respuesta es la sal. Se usa al cocinar y en la mesa para realzar el sabor de los alimentos. Los químicos se refieren a ella como cloruro de sodio. El nombre químico nos indica cuáles elementos forman el compuesto; el cloruro de sodio contiene los elementos sodio y cloro.

Aunque es posible hacer cloruro de sodio a partir de sus elementos, la sal es tan abundante en la Tierra que se usa para obtener los elementos sodio y cloro. El cloruro de sodio se encuentra en la naturaleza, como sólido, en grandes depósitos subterráneos alrededor del mundo y también disuelta en los océanos. Se puede obtener sal explotando los depósitos sólidos, **figura 4.1**, y por evaporación del agua de mar. En ninguno de los casos, explotación o evaporación, el sólido obtenido contiene sustancias diferentes al cloruro de sodio. Este sólido en bruto se refina hasta que queda casi completamente cloruro de sodio antes de llegar a tu mesa. Por tanto, los términos sal de mesa y cloruro de sodio suelen usarse para referirse a lo mismo.

Hasta 90 por ciento de la producción mundial de sal proviene de minas subterráneas. Estos depósitos de sal se formaron debido a la evaporación de antiguos mares hace millones de años.

La sal también puede cosecharse del mar. Al evaporarse el agua de mar, queda sal.

■ **Figura 4.1** Ya sea que se obtenga de una mina o del mar, el cloruro de sodio siempre tiene la misma composición química.



■ **Figura 4.2** La sal es el sazonador de alimentos más común. Además, la sal reduce el punto de fusión del hielo, aproximadamente a 9.4°C (15°F). Si la temperatura del aire es menor que 9.4°C, la sal no servirá de mucho cuando se esparza en la carretera.

Además de preservar y realzar el sabor de los alimentos, el cloruro de sodio tiene un papel crucial en los seres vivos, por ejemplo, los iones de sodio permiten enviar señales a través del sistema nervioso de los animales. En las regiones donde nieva y hiela en invierno, algunas veces se usa la sal para fundir el hielo de las carreteras. La **figura 4.2** muestra la importancia de la sal en la nutrición y en las carreteras en donde se almacena en una bodega especial.

Propiedades físicas de la sal Ya conoces algunas de las propiedades físicas de la sal de mesa. Es un sólido blanco a temperatura ambiente. Si miras la sal de mesa con una lupa, observarás que sus granos son pequeños cristales de forma cúbica. Estos cristales son duros pero cuando los presionas con el reverso de una cuchara, se rompen. Esta ruptura demuestra que los cristales son quebradizos. Si se calienta el cloruro de sodio a una temperatura aproximada a los 800°C, se funde y forma sal líquida. El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad, pero el cloruro de sodio fundido sí lo hace. Además, la sal se disuelve en agua con facilidad. La solución resultante es excelente conductora de la electricidad, como se muestra en la **figura 4.3**.

■ **Figura 4.3** Para encender la bombilla, la corriente eléctrica debe fluir entre los dos electrodos.

Como puedes ver, no hay flujo de corriente a través de los cristales de sal seca. El agua pura sola no es conductora de corriente.

Sin embargo, cuando la sal se disuelve en agua, la solución conduce la electricidad y se enciende la bombilla.

MiniLab 4.1

Hierro contra óxido

¿Cómo puedes usar la atracción hacia un imán para determinar si el óxido es una sustancia diferente del hierro? Una propiedad del hierro con la que probablemente estés familiarizado es que es atraído hacia un imán. Esta propiedad puede ayudarte a comparar el hierro con el óxido que se forma en los objetos de hierro cuando están expuestos al clima y se desgastan. Para observar esta comparación, todo lo que necesitas es un imán.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Consigue una pequeña **fibra metálica fresca** en una **pequeña taza de papel** y **otra pequeña fibra metálica oxidada** en otra pequeña taza de papel.
3. Consigue una **tarjeta (ficha de trabajo) de 3" × 5" (7.7 cm × 15.3 cm)** y un **imán** envuelto en una **bolsa de plástico.**
4. Acerca el imán al acero limpio. Anota tus observaciones.
5. Sujeta la viruta de acero enmohecido sobre la tarjeta y frótala ligeramente entre tus dedos pulgar e índice. Algo de polvo de herrumbre caerá sobre la tarjeta.
6. A continuación, sujeta la tarjeta y mueve lentamente el imán por debajo de la tarjeta, pegado a ella. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Describe** ¿Qué efecto causó el imán sobre la viruta de acero limpio?
2. **Explica** ¿Qué observaste cuando moviste el imán debajo de la tarjeta con el polvo de herrumbre?
3. **Determina** ¿El polvo de herrumbre es una sustancia pura? ¿Qué evidencias experimentales apoyan tu respuesta?
4. **Infiere** ¿Qué evidencia tienes de que la herrumbre es una sustancia diferente al hierro propiamente dicho?

Propiedades químicas de la sal Recuerda del capítulo 1 que una propiedad química puede observarse mejor cuando hay un cambio en la composición de una sustancia. Las propiedades químicas del cloruro de sodio no son tan útiles en tu trabajo como detective para determinar su estructura microscópica. La sal no reacciona fácilmente con otras sustancias. Puede permanecer en un salero que se muestra en la **figura 4.4**, durante cientos e incluso miles de años y seguirá siendo sal. No tiene que manipularse de una manera especial ni debe almacenarse en contenedores especiales. Se dice que los compuestos con este tipo de propiedades químicas son estables o no reactivos. Aun cuando es muy fácil observar una propiedad química cuando las sustancias cambian de composición, la falta de reactividad de la sal es una propiedad muy importante que revela claves sobre su estructura submicroscópica.

Figura 4.4 Los cristales de la sal de mesa son no reactivos y no es necesario manejarlos de una manera especial para evitar que reaccionen.

Puedes obtener más pistas sobre la estructura microscópica de la sal al responder la pregunta: ¿Cómo se comparan las propiedades de la sal con las propiedades del sodio y del cloro? Las propiedades del sodio y del cloro son más fáciles de observar ya que estos dos elementos tienden a reaccionar inmediatamente.

Propiedades del sodio El sodio es un elemento sólido, blando, lustroso, de color blanco plateado, como lo puedes ver en la **figura 4.5a**. Por su posición en el lado izquierdo de la tabla periódica sabes que es un elemento metálico. El sodio se funde formando un líquido cuando se calienta a temperaturas superiores a 98°C. El sodio debe guardarse en petróleo porque reacciona con el oxígeno y el vapor de agua del aire. De hecho, es uno de los elementos comunes más reactivos. Cuando se deja caer un trozo de sodio en agua reacciona de una forma tan violenta que se incendia y, algunas veces, explota. Debido a su gran reactividad, el elemento sodio nunca se encuentra libre en el ambiente, siempre está en combinación con otros elementos.

Propiedades del cloro El elemento cloro, que se muestra en la **figura 4.5b**, es un gas venenoso de color verde pálido, con un olor penetrante. Debido a que el cloro mata las células vivas y es ligeramente soluble en agua, es un buen desinfectante para los depósitos de ésta y de las albercas. Por su posición en la parte superior derecha de la tabla periódica, puedes decir que el cloro es un no metal. El cloro gaseoso debe enfriarse a −34°C para que se licue. Igual que el sodio, es uno de los elementos más reactivos y debe manipularse con mucho cuidado.

El cloro se necesita para muchos procesos industriales, como la fabricación de blanqueadores y plásticos. Debido a su importancia industrial, se transportan grandes cantidades de cloro en carros tanque de ferrocarril, en camiones y en barcos. Si un tren que transporta cloro sufre un descarrilamiento, se debe evacuar a comunidades completas hasta que haya pasado el peligro de la fuga de cloro.

El sodio y el cloro reaccionan La reacción entre el sodio y el cloro, mostrada en la **figura 4.5c**, avanza con fuerza una vez que ha comenzado. Aun así, cuando el sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio, dos elementos peligrosos se combinan para formar una sustancia estable y segura que consumimos todos los días. ¿Qué podría estar pasando en este cambio? Encontrarás los detalles en la sección 4.2, pero primero mira los otros dos compuestos comunes cuyas propiedades son diferentes de las del cloruro de sodio.

■ **Figura 4.5** Las propiedades del cloruro de sodio son muy diferentes de las del sodio y del cloro elementales.

a. El sodio es un metal, pero es lo suficientemente blando como para que pueda cortarse con un cuchillo. Cuando está recién cortado, puedes ver que el sodio tiene un lustre plateado, que es característico de muchos metales.

b. El cloro, en el matraz de arriba, es un gas verdoso y peligroso a temperatura ambiente. Si alguna vez has usado cloro líquido como blanqueador, seguramente conoces su olor.

c. La reacción del sodio y el cloro genera calor, luz y produce un sólido blanco y cristalino: el cloruro de sodio.

Tabla 4.1 Composición del aire inhalado y el exhalado

Sustancia	Aire inhalado (%)	Aire exhalado (%)
Nitrógeno	78	75
Oxígeno	21	16
Argón	0.9	0.9
Dióxido de carbono	0.03	4
Vapor de agua	Variable (0 a 4)	Mayor que el aire inhalado

Dióxido de carbono

El dióxido de carbono es un gas incoloro. Aspira profundamente y mantén el aire durante algunos segundos. Lo que has inhalado es aire, una mezcla incolora de nitrógeno y oxígeno gaseosos con pequeñas cantidades de argón, vapor de agua y dióxido de carbono. Ahora, exhala. La mezcla de gases que exhalas contiene 100 veces más la cantidad de dióxido de carbono que había en el aire que inhalaste, como puedes verlo en la **tabla 4.1**. Por contraste, la cantidad de oxígeno se reduce 5 por ciento. Mientras el aire permanecía en tus pulmones, procesos químicos y físicos intercambiaron algo del oxígeno por dióxido de carbono.

El dióxido de carbono es un eslabón químico importante entre el mundo vegetal y el animal. Las plantas verdes y otros organismos semejantes toman dióxido de carbono y liberan oxígeno durante la fotosíntesis. Tanto las plantas como los animales y los seres humanos consumimos oxígeno y liberamos dióxido de carbono durante la respiración.

Propiedades físicas del dióxido de carbono El dióxido de carbono, al igual que el cloruro de sodio, es un compuesto, pero sus propiedades son diferentes. Por ejemplo, la sal es un sólido a temperatura ambiente, mientras que el dióxido de carbono es un gas incoloro, inodoro e insípido. Cuando el dióxido de carbono se enfría por debajo de −80°C, el gas cambia directamente a dióxido de carbono sólido blanco, sin antes licuarse. Como la forma sólida del dióxido de carbono no se funde para formar un líquido, se le llama hielo seco, que es lo que se muestra en la **figura 4.6**.

Figura 4.6 El dióxido de carbono sólido se llama hielo seco. Suele usarse para transportar artículos perecederos, como la carne que se muestra abajo. El hielo seco en el matraz se sumerge en agua y produce burbujas de gas dióxido de carbono. Los vapores blancos que se ven están condensados en el vapor de agua que se transporta con el gas dióxido de carbono frío.

Infiere *¿Cómo se compara la densidad del dióxido de carbono con la densidad del aire?*

■ **Figura 4.7** Un incendio necesita oxígeno para arder. El dióxido de carbono no mantiene la combustión. De hecho, suele usarse para apagar incendios. Los extintores como éste se llenan con dióxido de carbono comprimido.

Sintetiza ***¿Cómo ayudan las propiedades químicas y físicas del dióxido de carbono a combatir este incendio?***

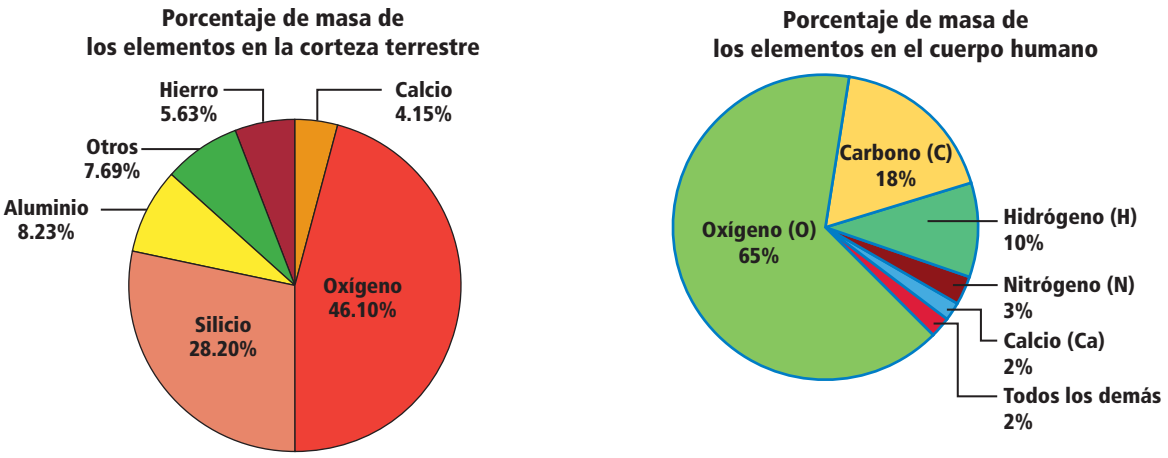
El dióxido de carbono es soluble en agua, como lo sabe cualquier persona que ha abierto una bebida carbonatada. Una solución acuosa de dióxido de carbono es débil conductora de la electricidad. Puedes obtener dióxido de carbono a partir de sus elementos, quemando carbono en el aire. El carbón vegetal y la hulla son, en su mayor parte, carbono.

Propiedades químicas del dióxido de carbono Como el dióxido de carbono es más denso que el aire, desplaza al aire y priva al fuego del suministro de oxígeno. Lo mismo que el cloruro de sodio, el dióxido de carbono es relativamente estable. El dióxido de carbono se usa en algunas clases de extintores de incendios (**figura 4.7**) porque no mantiene la combustión.

Probablemente la fotosíntesis es la reacción química más importante del dióxido de carbono. Durante la fotosíntesis, las plantas usan la energía solar para combinar químicamente el dióxido de carbono y el agua y formar azúcares sencillos. Las plantas utilizan estos azúcares como materia prima para obtener muchas otras clases de compuestos, desde celulosa en la madera y el algodón hasta aceites, como el aceite de maíz y el aceite de oliva. La fotosíntesis es sólo una parte de un ciclo natural de reacciones químicas conocido como ciclo del carbono.

Las propiedades del carbono Como sucede con el cloruro de sodio, las propiedades del dióxido de carbono difieren de las propiedades de sus elementos. El carbono es un no metal y prácticamente no reactivo a temperatura ambiente. Sin embargo, a temperatura elevada reacciona con muchos otros elementos. El carbón vegetal es, aproximadamente, 90 por ciento de carbono. Todos los que tienen un asador de carbón saben que el carbono se quema con facilidad y es una excelente fuente de calor, como se muestra en la **figura 4.8**. El carbono forma una enorme variedad de compuestos. De hecho, la mayoría de los compuestos que se encuentran en los seres vivos contiene carbono. Los compuestos del carbono son tan importantes que una rama completa de la química, llamada química orgánica, se dedica a su estudio.

■ **Figura 4.8** Cuando quemas carbón vegetal para cocinar alimentos, el carbono del carbón vegetal se combina con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono. Cuando los elementos se combinan para formar una sustancia más estable, la reacción a menudo libera energía en forma de calor.



El oxígeno constituye alrededor de 46 por ciento de la corteza terrestre. Casi todo el oxígeno se encuentra combinado con otros elementos. El silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre. Por tanto, no te sorprenderás al saber que gran parte del oxígeno se encuentra en forma de dióxido de silicio, comúnmente conocido como arena.

El cuerpo humano está compuesto de muchos elementos distintos. El oxígeno, el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno son los elementos más abundantes en nuestro cuerpo. Los oligoelementos que constituyen menos del 2 por ciento de la masa corporal son críticos para que el cuerpo viva y crezca.

■ **Figura 4.9** El oxígeno es abundante tanto en la corteza terrestre como en el cuerpo humano.

Las propiedades del oxígeno Igual que el carbono, el oxígeno es otro no metal. Es un gas incoloro, inodoro e insípido que forma alrededor de 21 por ciento del aire que respiras. Cuando algunos materiales, como el papel, se queman en el aire, reaccionan con oxígeno, razón por la cual comúnmente se dice que el oxígeno mantiene la combustión.

El oxígeno gaseoso se licua cuando se enfría a –183°C y es ligeramente soluble en agua. Las branquias de los peces absorben el oxígeno disuelto en su ambiente acuoso. El oxígeno es más reactivo que el carbono y se combina con muchos otros elementos. Un primer ejemplo de su reactividad es el proceso de enmohecimiento, en el cual el hierro elemental se combina con el oxígeno del aire. Muchos de los compuestos que forman la corteza terrestre contienen oxígeno. El oxígeno es el elemento más abundante en la corteza terrestre, como se muestra en la **figura 4.9**.

Agua

El agua es el tercer compuesto común que vas a comparar en tu trabajo como detective sobre la estructura microscópica de los compuestos. El nombre químico formal de la molécula de agua es monóxido de dihidrógeno, pero nadie la llama así. El agua cubre aproximadamente 70 por ciento de la superficie terrestre y también constituye alrededor de 70 por ciento de la masa promedio del cuerpo humano. El oxígeno constituye una porción mucho mayor de la masa de una molécula de agua que el hidrógeno, razón por la cual el oxígeno representa un porcentaje grande de la masa de una persona, como ilustra la **figura 4.9**.

Propiedades físicas del agua El agua es un disolvente muy eficaz de muchas sustancias, por esta propiedad a menudo se le conoce como "disolvente universal". El agua juega un papel vital en el transporte de materiales disueltos, como la solución acuosa que fluye río abajo o a través de tus vasos sanguíneos.

■ **Figura 4.10** El iceberg muestra el agua en su estado sólido, el hielo. En el océano, el agua se halla en estado líquido. La atmósfera contiene vapor de agua. Las nubes están formadas por vapor de agua que se ha condensado nuevamente en pequeñas gotas de agua líquida.

El agua es el único de los tres compuestos que se encuentra en la naturaleza en los tres estados de la materia, como se muestra en la **figura 4.10**. A nivel del mar, el agua hierve para formar agua gaseosa (vapor de agua) a 100°C y se congela formando agua sólida (hielo) a 0°C. Debido a que la densidad del hielo es menor que la densidad del agua, los icebergs flotan en el océano. El agua pura no conduce la electricidad en ninguno de estos estados.

Propiedades químicas del agua El agua es un compuesto estable; en condiciones normales no se altera y no reacciona con muchas sustancias. Tal vez la propiedad más interesante del agua es su capacidad para actuar como medio en el que ocurren las reacciones químicas. Casi todas las reacciones del cuerpo humano, así como otras muchas reacciones importantes sobre la Tierra, se llevan a cabo en un ambiente acuoso. Recuerda del capítulo 1 que una solución acuosa es una mezcla homogénea donde el agua es el solvente. Sin agua, estas reacciones no se llevarían a cabo o se efectuarían muy lentamente.

En suma, el agua y el dióxido de carbono son los materiales iniciales de la fotosíntesis, el proceso que hace posible la vida en la Tierra. Ahora, compara las propiedades del agua con las de los elementos que la forman, hidrógeno y oxígeno.

Propiedades del hidrógeno Las propiedades del oxígeno se describieron en la página 124. El hidrógeno es el elemento más ligero y más abundante en el universo. En general, el hidrógeno se clasifica como un no metal. Igual que el oxígeno, el hidrógeno elemental es un gas inodoro, insípido e incoloro. El hidrógeno es un elemento reactivo. Debido a su reactividad, raras veces se encuentra como elemento libre en la Tierra. Está presente en gran cantidad de compuestos, en particular, en el agua. El hidrógeno reacciona vigorosamente con muchos elementos, incluido el oxígeno, como se muestra en la **figura 4.11**. Esta reacción forma agua. Para que el hidrógeno gaseoso se licue, se debe bajar su temperatura a –253°C. El hidrógeno no conduce la electricidad y sólo es ligeramente soluble en agua.

■ **Figura 4.11** Este soldador usa un soplete que quema hidrógeno en oxígeno. El calor producido es tan intenso que el soplete incluso puede usarse bajo el agua. El producto de la reacción es agua.

Química cotidiana

Una buena salud es indispensable

¿Sabes que en el cuerpo humano se encuentran comúnmente 60 elementos? Sólo un poco menos de la mitad son indispensables para la vida, aunque los científicos creen que la mayoría de ellos tienen algún papel en los procesos vitales. Los elementos que en la actualidad se sabe son esenciales se listan en la tabla siguiente.

Elementos esenciales para la vida	
Minerales alimenticios	Minerales no alimenticios
Ca, P, K, S, Cl, Na, Mg, Fe, F, Zn, Si, Cu, B, V, Se, Mn, I, Mo, Cr, Co	O, C, H, N

Aunque el hidrógeno, carbono, oxígeno y nitrógeno forman casi 96 por ciento de la masa del cuerpo humano, los minerales también son indispensables para los procesos vitales que se derivan de la corteza terrestre. Las plantas toman los minerales del suelo, y tú te comes las plantas.

Diferentes papeles Como los compuestos de calcio forman la parte dura de los huesos y dientes, el calcio es necesario para su crecimiento y mantenimiento. El calcio también es necesario para la contracción muscular, la regulación del ritmo cardiaco y la activación de las enzimas. Junto con el calcio, el fósforo es crítico para la formación de huesos y dientes así como para la regulación del ritmo cardiaco. El fósforo también ayuda en la síntesis de proteínas para el crecimiento, mantenimiento y reparación de todos los tejidos y células. El flúor ayuda en la formación y el mantenimiento de los dientes y puede prevenir la osteoporosis, que es la desintegración de los huesos. El hierro es un elemento importante debido a que es la parte activa de la molécula de hemoglobina de la sangre, que transporta oxígeno a las células.

Adyuvantes del hierro son el cobre y el cobalto. El cobre es esencial para la formación de hemoglobina, mientras el cobalto es básico para la formación de los glóbulos rojos. Tal vez no lo sepas, pero el magnesio, al igual que el potasio, es necesario para el buen funcionamiento de los nervios y músculos. El zinc y el selenio son indispensables para la actividad de las enzimas que se requieren para la división y crecimiento celulares, así como para el funcionamiento del sistema inmunológico.

Diferentes cantidades Por tu salud, es importante mantener el nivel apropiado de cada mineral en tu cuerpo. Los nutriólogos han establecido las cantidades de estos elementos que debes incluir en tu dieta diaria. Las cantidades se describen como consumo diario recomendado (RDA, por sus siglas en inglés) y como cálculo de la ingestión de una dieta segura y balanceada (ESAI, por sus siglas en inglés). Por ejemplo, el RDA de calcio para adolescentes es de 1 300 miligramos, mientras que el de yodo es de 150 microgramos (0.000150 g). Podrías pensar que una cantidad de 150 microgramos no puede ser muy importante, sin embargo, es crucial para la función de tu glándula tiroides, que ayuda a controlar tu metabolismo y tu crecimiento. Si usas sal yodada, que contiene un poco de yoduro de potasio, probablemente estás ingiriendo el RDA apropiado. De igual forma, llevar una dieta bien balanceada con los cinco grupos de alimentos, te ayudará a mantener los niveles apropiados de todos los minerales que son indispensables para una buena salud. Los cinco grupos de alimentos, algunos de los cuales se presentan en la **figura 1**, están compuestos de granos, vegetales, frutas, aceites, leche, carne y frijoles.

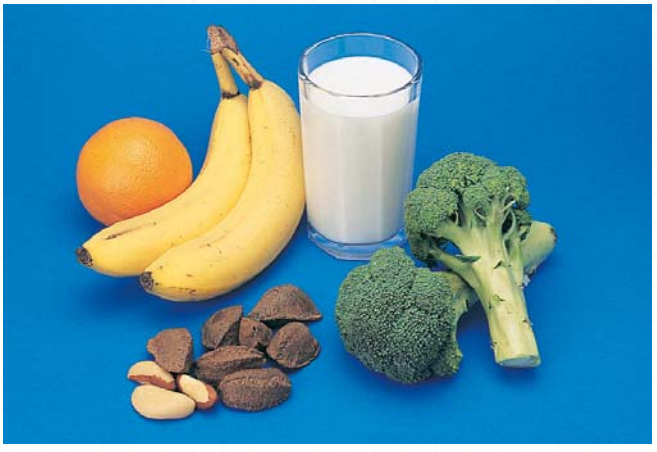


Figura 1 Una variedad de alimentos son necesarios para una dieta bien balanceada.

Explorando más

1. **Infiere** ¿Por qué cuando los alimentos se cocinan con agua hirviendo pueden reducir su contenido de minerales?
2. **Adquiere información** ¿Por qué puede ser peligroso ingerir más minerales del consumo diario recomendado?

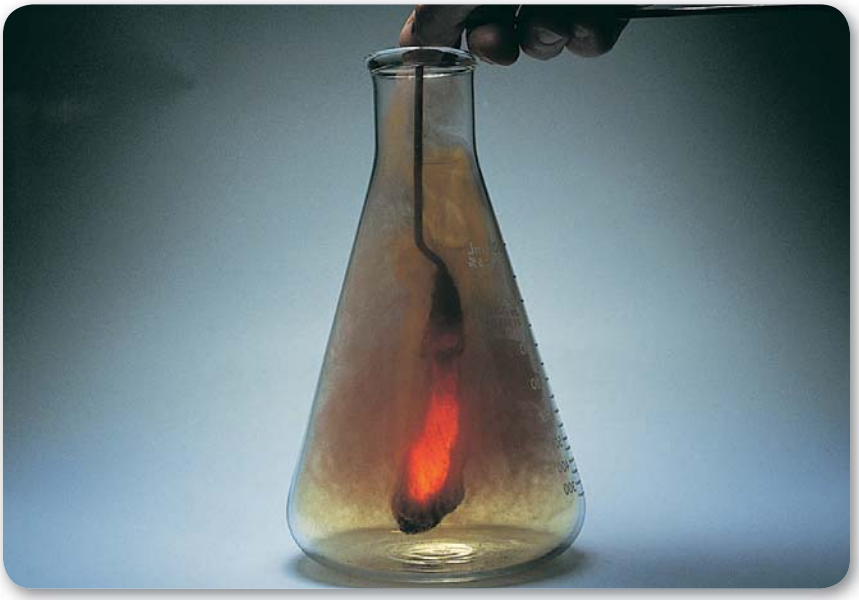


Figura 4.12 Otro ejemplo de una reacción química: la reacción del hierro con gas cloro para formar cloruro de hierro(III). El gas café forma la reacción de un gas verde y un metal sólido.

Uso de pistas para resolver un caso

La **figura 4.12** muestra otro ejemplo de una reacción química: la reacción del hierro con gas cloro para formar cloruro de hierro(III). El gas café forma la reacción de un gas verde y un metal sólido. En un nivel microscópico, esta pista indica que los átomos de los elementos reaccionan químicamente para formar algunas combinaciones que son muy diferentes a los átomos originales. Además, si los átomos de los elementos siempre se combinaran de la misma manera, sería probable que todos los compuestos fueran semejantes. Sin embargo, acabas de estudiar tres compuestos que tienen propiedades muy diferentes. En un nivel submicroscópico, esta pista indica que los átomos deben ser capaces de combinarse de distintas formas para formar diferentes clases de productos. Con el conocimiento de la estructura de los átomos que adquiriste en los capítulos 2 y 3, ahora puedes examinar las diferentes formas en que se pueden combinar los átomos.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar la clasificación de elementos y compuestos, resuelve la Práctica adicional de la página 810.

Sección 4.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Cuando los compuestos se forman, tienen propiedades que los distinguen de gran forma de las propiedades de los elementos de los cuales están hechos.
- Las propiedades de los compuestos depende en lo que les suceden a sus átomos constituyentes cuando los compuestos se forman.
- Las propiedades macroscópicas dan pistas sobre lo que sucede en el nivel submacroscópico.

1. Idea PRINCIPAL **Contrasta** las propiedades de un compuesto con los elementos que lo componen. Usa el agua como ejemplo.
2. **Clasifica** las siguientes sustancias como elementos o compuestos.
   - **a)** sal de mesa
   - **b)** agua
   - **c)** azufre
   - **d)** cloro gaseoso
   - **e)** dióxido de carbono gaseoso
   - **f)** hielo seco
3. **Describe** cómo se combina el oxígeno con otros elementos para formar compuestos con diferentes propiedades.
4. **Compara y contrasta** Usa el cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua como ejemplos, ¿qué puedes decir acerca de la reactividad química de los compuestos en comparación con las de los elementos que los forman?
5. **Referencia** Encuentra los elementos que forman los compuestos analizados en esta sección. ¿Cuáles son metales? ¿Cuáles son no metales? Compara las propiedades de los tres compuestos, para determinar si los elementos que los forman son dos no metales o un metal y un no metal.

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 4.2

Objetivos

- **Presentar** dos clases de formación de compuestos a nivel atómico: iónica y covalente.
- **Demostrar** cómo y por qué cuando los átomos se combinan ganan estabilidad química.
- **Comparar** con ejemplos los efectos de los enlaces iónicos y covalentes sobre las propiedades físicas de los compuestos.

Revisión de vocabulario

electrón de valencia: un electrón en el nivel energético externo de un átomo

Vocabulario nuevo

regla del octeto
configuración de gas noble
ion
compuesto iónico
enlace iónico
cristal
enlace covalente
compuesto covalente
molécula
electrolito
fuerzas interpartícula

Cómo los elementos forman compuestos

Idea PRINCIPAL **Los compuestos se forman cuando los electrones de los átomos se reacomodan para lograr una configuración estable.**

Conexión de la lectura con el mundo real Cuando eras niño, tal vez jugaste con bloques de construcción de plástico que se conectaban sólo de ciertas maneras. De ser así, probablemente observaste que la forma del objeto que construiste dependía de las maneras limitadas en que los bloques se interconectaban. La formación de compuestos a partir de átomos funciona de una manera parecida.

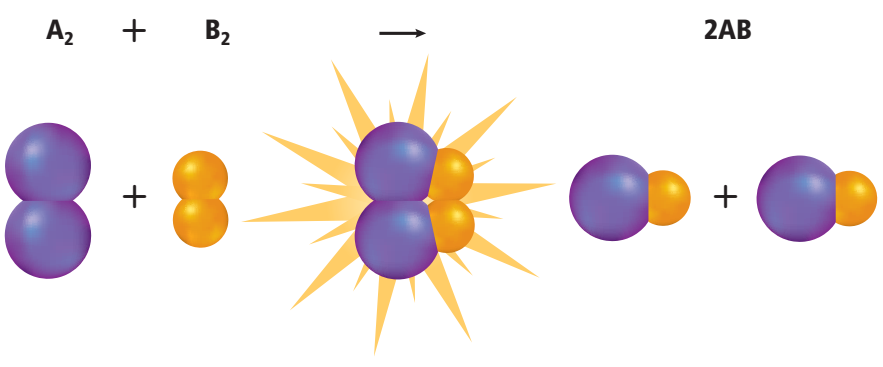
Cuando los átomos chocan

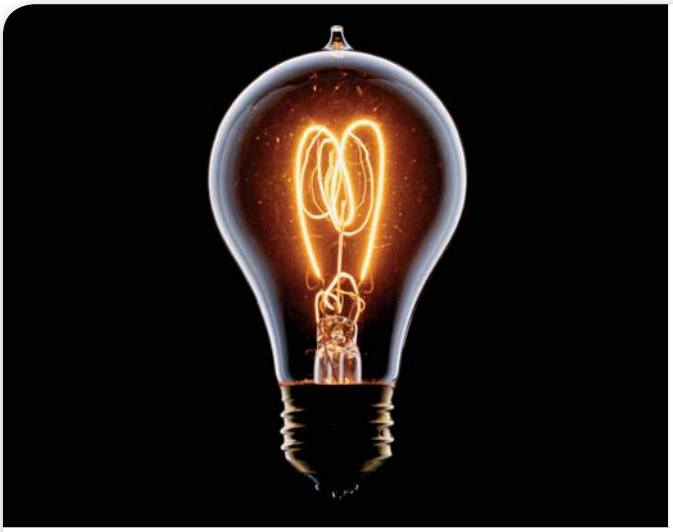
Cuando los elementos reaccionan, sus átomos deben chocar como muestra la **figura 4.13**. Lo que sucede durante la colisión determina la clase de compuesto que se forma. ¿Cómo difiere la reacción de los átomos de sodio y cloro para formar sal, de la reacción de los átomos de hidrógeno y oxígeno para formar agua?

Cuando los átomos chocan entre sí, ¿cómo hacen contacto realmente? Como aprendiste en el capítulo 2, el núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño de la nube electrónica del átomo. Además, el núcleo de un átomo está en el centro de la nube electrónica. Por tanto, es muy improbable que los núcleos atómicos choquen durante una reacción química. De hecho, las reacciones entre los átomos implican sólo a sus nubes electrónicas.

Cuando estudiaste la tabla periódica en el capítulo 3, aprendiste que las propiedades de los elementos se repiten porque se repite el patrón de los electrones externos (de valencia) en cada periodo. Esta distribución de los electrones de valencia de un átomo es la principal responsable de las propiedades químicas de los átomos. Entonces, no debe sorprenderte saber que los electrones de valencia son la parte que interactúa de los átomos que chocan. Pero, ¿qué clase de interacciones son posibles entre los electrones de valencia? Para algunas pistas adicionales sobre lo que ocurre cuando los átomos se combinan para formar compuestos, estudia un grupo de elementos que tienen propiedades poco comunes: los gases nobles.

Figura 4.13 Al igual que un palo debe pegarle a la piñata con la fuerza suficiente para romperla, las partículas de las reacciones químicas deben chocar con una cantidad suficiente de energía para que ocurra una reacción.





Las lámparas incandescentes se llenan de gases nobles, generalmente argón y kriptón, para proteger el filamento. El filamento de tungsteno puede calentarse tanto que podría reaccionar con todos los elementos, incluso los más inertes.

El neón produce un color anaranjado brillante, el argón un color azul y el helio, amarillo pálido. Los diseñadores obtienen distintos colores añadiendo mercurio u otras sustancias a la mezcla de gases. Algunas veces se utiliza vidrio coloreado.

■ **Figura 4.14** Los gases nobles se usan tanto en las luces incandescentes como en las de neón.

La estabilidad química

De todos los elementos, los del grupo 18 son de llamar la atención. Son notorios por su casi completa falta de reactividad. De hecho, tienen algunos usos prácticos porque son no reactivos, como lo puedes ver en la **figura 4.14**. Estos elementos se usan para crear las vistosas luces de neón, las cuales producen diferentes colores de luz cuando se hace pasar una corriente de alto voltaje a través de ellos. A pesar del hecho de que todos estos elementos se encuentran en la naturaleza, no se ha encontrado un solo *compuesto* de origen natural que contenga a ninguno de ellos.

Los integrantes de este grupo de elementos no reactivos se llamaban gases inertes porque los químicos creían que no reaccionaban nunca. Sin embargo, en la década de 1960, los químicos pudieron hacer reaccionar al flúor, bajo condiciones de alta temperatura y presión, con kriptón y con xenón, para formar compuestos. Desde ese momento se han producido algunos otros compuestos de xenón y kriptón. Todavía no se ha logrado éxito en los intentos de sintetizar compuestos con helio, neón y argón. Ahora que los químicos saben que estos elementos no son completamente inertes, se les ha dado el nombre de gases nobles.

La regla de octeto La falta de reactividad de los gases nobles indica que los átomos de estos elementos deben ser estables. Los gases nobles son diferentes a cualquier otro grupo de elementos de la tabla periódica por su gran estabilidad. Como sabes, los elementos de un grupo vertical de la tabla periódica tienen una distribución semejante de electrones de valencia. Cada gas noble tiene ocho electrones de valencia, excepto el helio, que tiene dos. La **figura 4.15** ilustra los electrones de valencia de los gases nobles. Como la distribución de los electrones determina las propiedades químicas, la distribución electrónica de los gases nobles debe ser la causa de su falta de reactividad con otros elementos.

Los átomos se combinan porque se vuelven más estables al hacerlo. ¿Qué tiene que ver la distribución electrónica de los gases nobles con la forma en que reaccionan otros elementos? Compara la distribución electrónica de los gases nobles de la **figura 4.16**.

■ **Figura 4.15** Cada elemento del grupo 18 tiene un arreglo estable de electrones de valencia, dos para el helio y ocho para el resto del grupo.

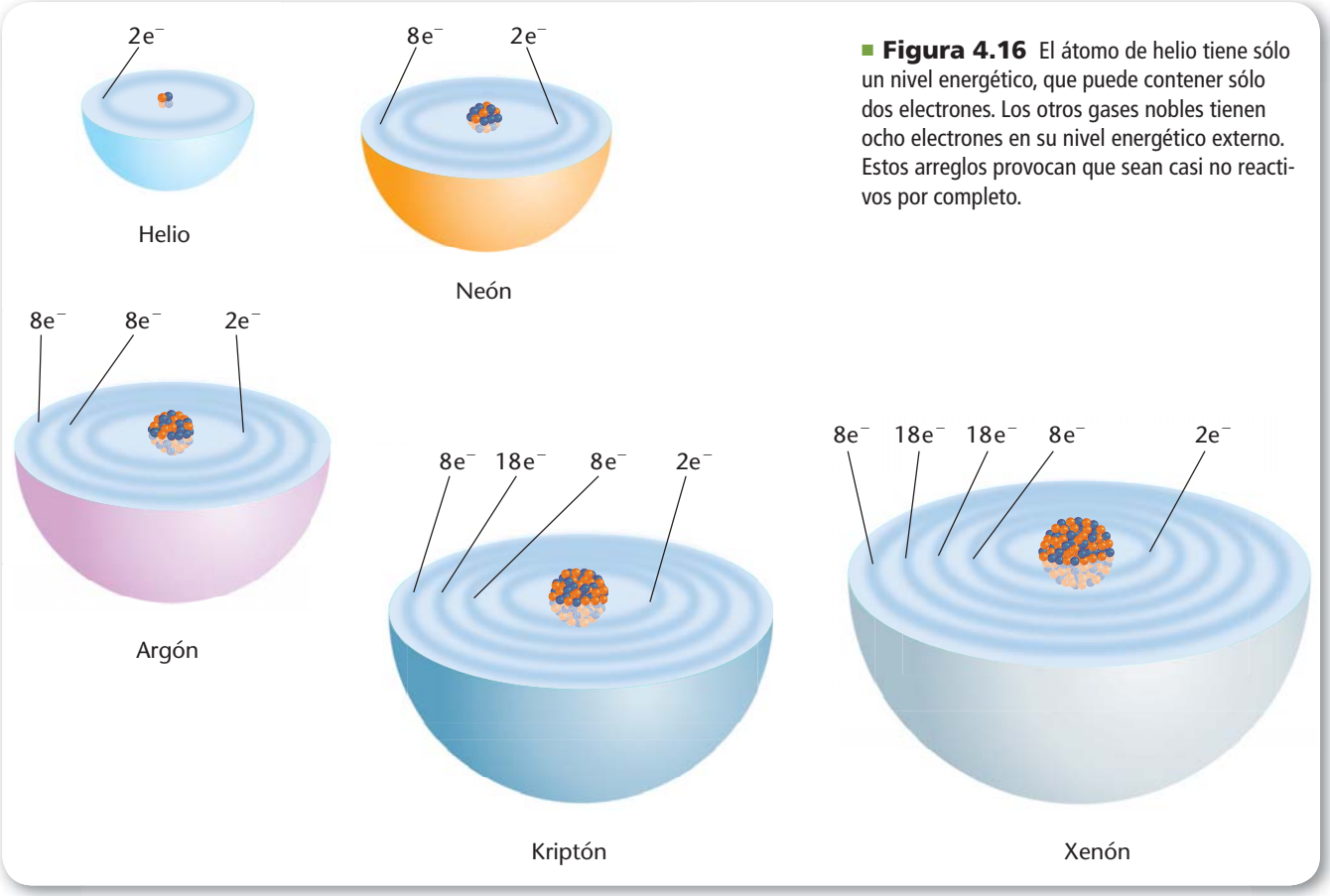


Figura 4.16 El átomo de helio tiene sólo un nivel energético, que puede contener sólo dos electrones. Los otros gases nobles tienen ocho electrones en su nivel energético externo. Estos arreglos provocan que sean casi no reactivos por completo.

Los átomos se combinan porque adquieren mayor estabilidad al hacerlo. El modelo moderno que explica cómo reaccionan los átomos para formar compuestos se basa en el hecho de que adquieren la estabilidad de un gas noble como resultado de la distribución de sus electrones de valencia. Este modelo de la estabilidad química recibe el nombre de **regla del octeto**. La regla del octeto dice que los átomos pueden lograr estabilidad al conseguir ocho electrones en su nivel energético externo (o dos electrones para el caso de los átomos más pequeños). En otras palabras, los elementos ganan estabilidad cuando obtienen la misma configuración de los electrones de valencia que uno de los gases nobles, con lo cual logran una **configuración de gas noble**.

Formas de lograr la estabilidad

Si los átomos chocan con la suficiente energía, sus electrones externos pueden redistribuirse para lograr un octeto estable de electrones de valencia —una configuración de gas noble— y los átomos formarán un compuesto. Recuerda que los electrones son partículas de materia, por lo que el número total de electrones no puede cambiar durante las reacciones químicas. A continuación, piensa que los electrones de valencia se pueden reacomodar durante la colisión de los átomos de forma que cada átomo tenga un octeto estable. Sólo hay dos posibilidades que considerar. La primera es una transferencia de electrones de valencia entre los átomos. La segunda posibilidad es que se compartan los electrones de valencia entre los átomos. Las reacciones que se estudiaron en la sección 4.1 proporcionan buenos ejemplos de ambas posibilidades.

NOTICIAS de la materia

El radón, Rn, es el último miembro del grupo de los gases nobles. Es un elemento radiactivo que se forma por el decaimiento radiactivo del radio. A pesar de que se encuentra de manera natural en la Tierra, su presencia es fugaz por su rápido decaimiento para formar otros elementos.

Los electrones se pueden transferir Sabes que cuando se mezclan el sodio y el cloro ocurre una reacción y se forma un compuesto, el cloruro de sodio. La **figura 4.5** muestra una vista macroscópica de esta reacción. ¿Qué ocurre a nivel atómico? Empieza por dibujar un choque entre un átomo de sodio y un átomo de cloro. Localiza estos átomos en la tabla periódica. El sodio está en el grupo 1, por lo que tiene un electrón de valencia. El cloro está en el grupo 17 y tiene siete electrones de valencia.

En capítulos anteriores usaste las estructuras de puntos de Lewis para representar un átomo y sus electrones de valencia. Ahora podrás usar este modelo para mostrar lo que ocurre cuando los átomos se combinan. Las estructuras de puntos de los átomos se muestran a continuación.

$$Na\cdot \qquad \cdot\ddot{Cl}:$$

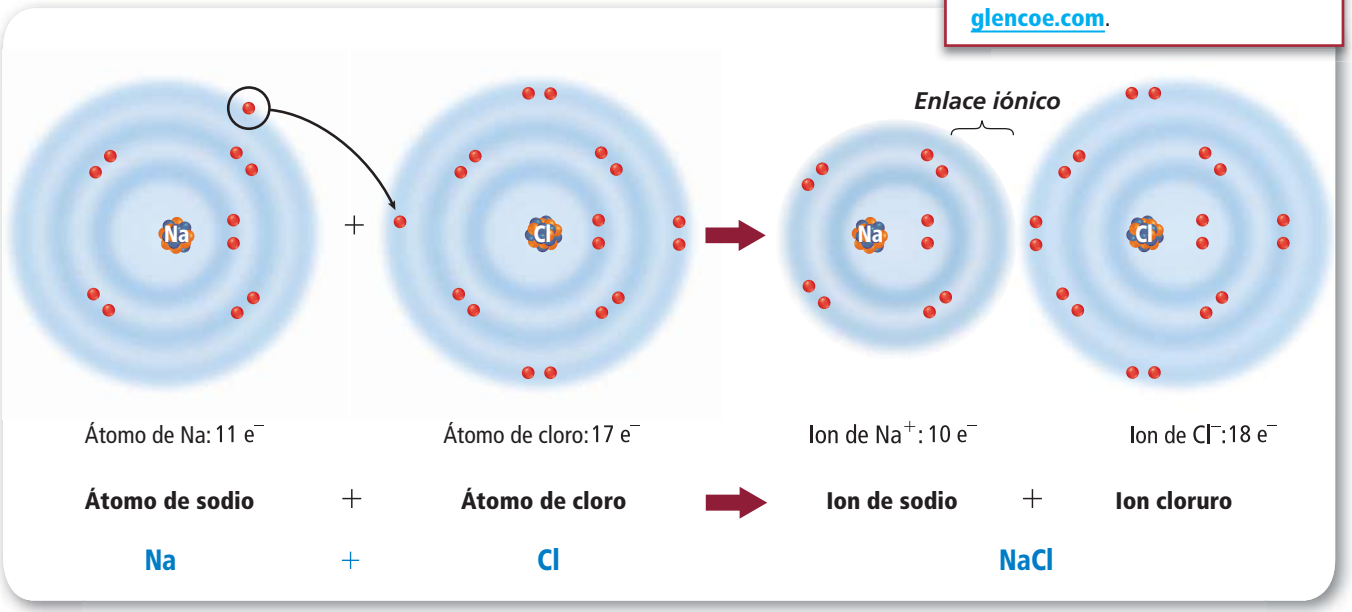
¿Cómo se pueden reacomodar los electrones de valencia para que cada átomo adquiera una configuración estable de electrones de valencia? Si el único electrón de valencia del sodio se transfiere al átomo de cloro, el cloro adquiere estabilidad con un octeto de electrones. Como el átomo de cloro ahora tiene un electrón más, tiene una carga negativa. También, como el sodio perdió un electrón, ahora tiene en el núcleo un protón sin balancear y, por tanto, tiene una carga positiva.

$$Na\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^-$$

Es fácil ver cómo el cloro ha logrado un octeto estable de electrones, pero ¿cómo logró estabilidad el sodio al perder un electrón? Observa la posición del sodio en la tabla periódica. Al perder su único electrón de valencia, el sodio tendrá la distribución electrónica externa del neón. El octeto estable del sodio consiste en los ocho electrones del nivel energético menor que el nivel energético del electrón que perdió. En la **figura 4.17** se resume la forma en que reaccionan el sodio y el cloro.

NOTICIAS de la materia

Respira profundamente. Un gas noble, el argón (Ar), compone aproximadamente uno por ciento de ese aire que acabas de respirar.



■ **Figura 4.17** Para formar los iones, el sodio pierde un electrón y el cloro gana un electrón.

Explica ***cómo la transferencia del electrón hace que los dos átomos sean más estables.***

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una animación de la formación del enlace iónico del cloruro de sodio, visita glencoe.com.

Tabla 4.2 **Reacción del cloro y del sodio**

	Átomo de sodio	Átomo de cloro	Ion sodio	Ion cloruro
Fórmula	Na	Cl	Na^+	Cl^-
Número de protones	11	17	11	17
Número de electrones	11	17	10	18
Número de electrones en el nivel externo	1	7	8	8

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

Ahora que cada átomo tiene un octeto de electrones en el nivel externo, ya no son átomos neutros: son partículas con carga que se llaman iones. Un **ion** es un átomo o grupo de átomos combinados que tiene una carga debido a la pérdida o ganancia de electrones. Cuando se reacomodan los electrones de valencia debido a la transferencia de electrones entre los átomos, siempre se forman iones. Un compuesto formado por iones recibe el nombre de **compuesto iónico**. Observa que el reacomodo de electrones ha cambiado. Nada en el núcleo de los átomos ha cambiado. Este resultado se aclara cuando comparas los átomos y los iones de la **tabla 4.2**.

Atracción iónica Recuerda que los objetos con cargas contrarias se atraen entre sí. Una vez que se forman, el ion sodio positivo y el ion cloruro negativo, se atraen con fuerza unos a otros. La gran fuerza de atracción entre los iones de cargas contrarias recibe el nombre de **enlace iónico**. La fuerza del enlace iónico mantiene juntos los iones en un compuesto iónico.

Incluso el grano de sal más pequeño contiene más de 1×10^{15} iones sodio y cloruro. Cada ion sodio, con carga positiva, atrae a todos los iones cloruro, con carga negativa, cercanos y viceversa. Por tanto, estos iones no se acomodan como pares aislados de un ion sodio y un ion cloruro. En su lugar, los iones se organizan en un arreglo definido por la forma de un cubo, como se muestra en la **figura 4.18**. Esta estructura tan bien organizada es un cristal. Las sustancias sólidas están formadas por cristales. Un **cristal** es un arreglo regular que se repite de átomos, iones o moléculas.

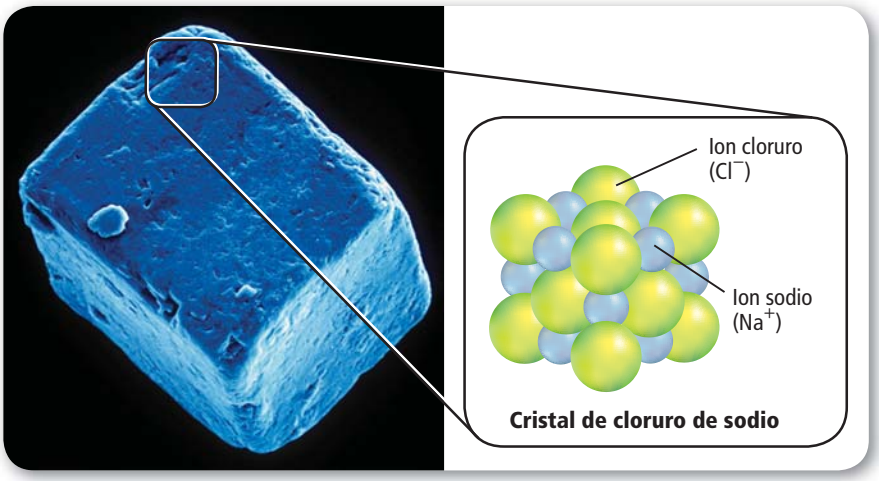


Figura 4.18 La transferencia de un solo electrón cambia un metal reactivo, el sodio, y un gas venenoso, el cloro, en el compuesto estable y seguro llamado cloruro de sodio. La estructura de un cristal de cloruro de sodio está muy ordenada. Cuando se ve con un microscopio electrónico de barrido, la forma cúbica de los cristales de cloruro de sodio es visible.

MiniLab 4.2

La formación de los compuestos iónicos

¿Qué otros átomos se rinden y ganan electrones para formar iones? Un átomo de sodio reacciona perdiendo un electrón para formar un ion sodio +1. Un átomo de cloro gana un electrón para formar un ion cloruro –1. En este MiniLab considerarás otras combinaciones de átomos.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Corta tres discos de papel, de 7 cm de diámetro aproximadamente, para cada uno de los siguientes elementos: Li, S, Mg, O, Ca, N, Al y I. Usa un **papel de diferente color** para cada uno de ellos. Escribe el símbolo de cada elemento en el disco adecuado.
3. Escoge los átomos de litio y azufre y pon los círculos uno al lado del otro sobre una pieza de **cartón corrugado**.
4. Usa **chinchetas** de un color para el litio y de otro color para el azufre, coloca una chincheta por cada electrón de valencia sobre los discos, espaciando las chinchetas alrededor de los perímetros.
5. Transfiere chinchetas desde los átomos metálicos hacia los átomos no metálicos de forma que ambos elementos logren la distribución de un gas noble. Agrega más átomos si lo necesitas.
6. Una vez que has formado un compuesto estable, escribe el símbolo de los iones con sus cargas así como la fórmula y el nombre del compuesto que resultó sobre el cartón.
7. Repite los pasos 3 a 6 para las combinaciones restantes de los átomos.

Análisis

1. **Explica** ¿Por qué tuviste que usar, en algunos casos, más de un átomo? ¿Por qué no pudiste tomar más electrones de un átomo metálico o agregar electrones adicionales a un átomo no metálico?
2. **Identifica** los gases nobles que tienen la misma estructura electrónica que los iones producidos.

Los resultados de la atracción iónica ¿Cómo afecta el enlace iónico a las propiedades macroscópicas de una sustancia? La forma cúbica de un cristal de sal es el resultado del arreglo cúbico de los iones sodio y cloruro. Como consecuencia de la gran fuerza de atracción entre los iones sodio y cloruro y el grado de organización entre ellos, no es sorprendente que el cloruro de sodio sea un sólido a temperatura ambiente.

Fusión de compuestos iónicos Todas las partículas de la materia están en movimiento constante. Al elevar la temperatura de la materia sus partículas se mueven más rápido. Para fundir un sólido se debe aumentar su temperatura hasta que el movimiento de las partículas venza las fuerzas de atracción y se rompa la organización cristalina. Para romper la fuerte organización cristalina del cloruro de sodio se requiere una gran cantidad de energía, razón por la cual el cloruro de sodio debe calentarse a más de 800°C antes de que se funda.

Dispersión de cristales iónicos Cuando presionas cristales de sal, éstos no se doblan ni se aplastan. Cuando se aplica suficiente fuerza, los cristales de sal se hacen añicos. Su dureza y carácter quebradizo proporcionan evidencias macroscópicas de la fuerza y rigidez de la estructura submicroscópica de los cristales de sal. Tratar de romper un cristal iónico es como tratar de romper un muro de ladrillos, como se ve en la **figura 4.19**. Se requiere una gran cantidad de fuerza para romper la estructura.

■ **Figura 4.19** La estructura de cristal de un compuesto iónico es parecida a una pared de ladrillos bien erigida. Cuando se le aplica suficiente fuerza, se rompe por las líneas de la estructura.

QUIMILAB

FORMACIÓN Y DESCOMPOSICIÓN DEL YODURO DE ZINC

Antecedentes

Los compuestos son combinaciones químicas de los elementos. Muchas reacciones químicas de los elementos para formar compuestos son espectaculares, pero deben efectuarse en condiciones especiales de laboratorio porque son peligrosas. La reacción de sodio y cloro para formar cloruro de sodio que se ve en la fotografía del principio del capítulo 4 es un buen ejemplo. Si los elementos reaccionan espontáneamente para formar compuestos (sin la intervención externa o la entrada de energía una vez que la reacción ha comenzado), es una buena indicación de que el compuesto es más estable que los elementos libres. Para separar un compuesto estable entre los elementos que lo forman se debe aplicar energía al compuesto.

Con frecuencia se usa la electricidad como fuente de energía. El proceso de descomposición de un compuesto en los elementos que lo forman por medio de la electricidad se llama electrólisis. La figura 1.24 de la página 39 ilustra un dispositivo usado en la electrólisis del agua, el cual descompone el agua en gas hidrógeno y oxígeno. En este MiniLab usarás un dispositivo simplificado parecido, que se muestra en la foto en la página opuesta, en la electrólisis de una solución de yoduro de zinc.

Pregunta

¿Se puede sintetizar un compuesto a partir de sus elementos y después descomponerlo en los elementos originales?

Objetivos

- **Comparar** un compuesto con los elementos que lo forman.
- **Observar** y vigilar una reacción química.
- **Observar** la descomposición del compuesto entre los elementos que lo forman.

Preparación

Materiales

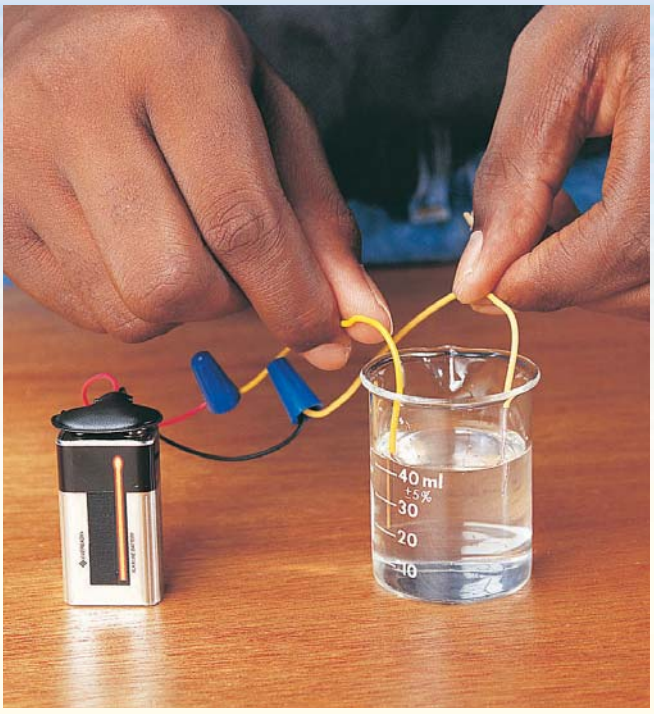
tubos de ensayo de 10 × 150 mm
gradilla para tubos de ensayo
pinzas para tubos de ensayo
vaso de precipitados de 100 mL
espátula
varilla de agitación de plástico
zinc
cristales de yodo
agua destilada
batería de 9 voltios con terminales de pinza
dos segmentos de 20 cm de alambre de cobre aislado, pelados por lo menos 1 cm en cada extremo

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***El experimento debe realizarse bajo una campana de humo. Los cristales de yodo son tóxicos y pueden manchar la piel. Ten cuidado cuando uses yodo sólido. El polvo de zinc puede ser inflamable. La reacción de zinc y yodo desprende calor. Usa siempre unas pinzas para tubos de ensayo para manipular el tubo de ensayo.***

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Toma un tubo de ensayo y un vaso de precipitados pequeño. Coloca el tubo de ensayo hacia arriba en una gradilla.
3. Agrega, con cuidado, 1 g de polvo de zinc y alrededor de 10 mL de agua destilada en el tubo de ensayo.
4. Adiciona, cuidadosamente, 1 g de yodo al tubo de ensayo. Anota tus observaciones en una tabla como la que se muestra.
5. Agita bien el contenido del tubo de ensayo, con una varilla de agitación de plástico, hasta que la reacción haya terminado. Anota todas las observaciones de cambios físicos o químicos.
6. Deja en reposo la mezcla de reacción. Con unas pinzas para tubos de ensayo toma cuidadosamente el tubo y vierte la fase en solución al vaso de precipitados.
7. Agrega agua al vaso de precipitados para tener un volumen aproximado de 25 mL.
8. Toma la batería de 9 voltios con terminales de alambre y dos piezas de alambre de cobre. Une los alambres de cobre a los alambres de plomo de la batería. Asegúrate que los alambres no se tocan uno a otro.



9. Sumerge los alambres en la solución y observa lo que ocurre. Anota tus observaciones.
10. Después de dos minutos, quita los alambres de la solución y examínalos. De nuevo, anota tus observaciones.

Análisis y conclusiones

1. **Observa e infiere** ¿Cuáles son las evidencias de que ocurrió una reacción química?
2. **Compara y contrasta** ¿Cómo sabes que la reacción terminó?
3. **Infiere** ¿Qué término se usa para describir una reacción en la que se libera calor? ¿Cómo puedes explicar el calor liberado en esta reacción?
4. **Saca conclusiones** ¿Por qué crees que se detuvo la reacción entre el zinc y el yodo?
5. **Comprueba tu hipótesis** ¿Qué evidencias tienes de que el compuesto se descompuso por electrólisis?

Aplicación y evaluación

1. **Determina** ¿Cuál es el papel del agua en esta reacción?
2. **Analiza** ¿Crees que el yoduro de zinc es un compuesto iónico o covalente? ¿Qué evidencias tienes para apoyar tu conclusión?
3. La fórmula del yoduro de zinc es ZnI_2. Usa las estructuras de puntos de Lewis para mostrar cómo se forma a partir de sus elementos.

CONTINÚA INDAGANDO

¿En qué habría sido diferente este experimento si se hubiera usado una solución de cloruro de sodio?

Datos y observaciones

Tabla de datos

Paso	Observaciones
4. Adición de yoduro de zinc	
5. Reacción de yodo y zinc	
9. Electrólisis de la solución	
10. Examen de los alambres	

Tabla 4.3	Fórmulas de algunos compuestos comunes		
Fórmula	H_2O	$C_9H_8O_4$	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Nombre común	Agua	Aspirina	Sacarosa
Ejemplo			

Representación de los compuestos mediante fórmulas En lugar de escribir el nombre *cloruro de sodio*, cada vez que te refieres a él, puedes utilizar un sistema más sencillo. Puedes escribir su fórmula química, NaCl. La fórmula de un compuesto indica cuáles elementos lo forman y cuántos átomos de cada elemento están presentes en una unidad del compuesto. Cuando el sodio y el cloro reaccionan, forman iones en una proporción de uno a uno. En el segundo ejemplo, el agua se escribe H_2O. Esta fórmula significa que el agua está formada por dos átomos de hidrógeno combinados con un átomo de oxígeno.

El ejemplo del agua menciona una segunda manera en que los átomos pueden combinarse para lograr un nivel externo de electrones estable. La **tabla 4.3** muestra tres compuestos comunes que se forman de esta manera.

Los electrones pueden compartirse En la sección 4.1 aprendiste que la reacción entre hidrógeno y oxígeno forma agua. ¿Qué sucede cuando chocan los átomos de hidrógeno y oxígeno? El hidrógeno tiene sólo un electrón de valencia. El oxígeno, un elemento del grupo 16, tiene seis electrones de valencia. ¿Podrían estos átomos lograr la configuración estable de un gas noble mediante la transferencia de electrones? Si el átomo de oxígeno pudiera tomar dos electrones de valencia más, tendría un octeto estable, o sea, la configuración de gas noble del neón.

¿Qué sucedería con el hidrógeno? ¿Podría un hidrógeno perder su único electrón de valencia? A primera vista podrías tratar al hidrógeno como al sodio, pero debes tener cuidado. Si el hidrógeno pierde un electrón, se queda sin electrones y ésa no es la estructura electrónica de un gas noble. Tal vez el hidrógeno podría ganar un electrón de manera que su distribución de electrones sea igual que el del helio. Sin embargo, ambos átomos no pueden ganar electrones.

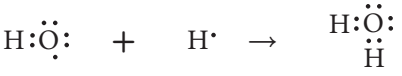
El choque de los átomos transfiere electrones sólo cuando uno de ellos tiene una atracción mucho mayor por los electrones que el otro. En el caso del sodio y cloro, el cloro atrae fuertemente los electrones de valencia del sodio, mientras

que el sodio atrae su electrón débilmente. De esta manera, el electrón se mueve desde el sodio hacia el cloro formando, en el proceso, un ion positivo y uno negativo. Aprenderás más sobre este proceso y los factores que influyen sobre él en el capítulo 9. En el caso del hidrógeno y del oxígeno, ningún átomo atrae los electrones con suficiente fuerza como para tomar los electrones del otro átomo. Cuando los átomos chocan entre sí con la suficiente energía para reaccionar, pero sin la suficiente fuerza de atracción para tomar fuerza de los electrones del otro átomo, los átomos se combinan al compartir los electrones de valencia.

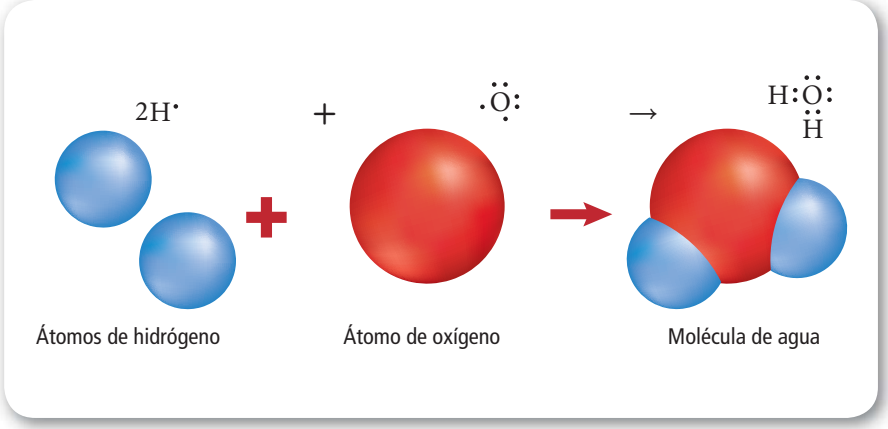
Para comprender cómo se forma el agua empieza por observar las estructuras de punto electrón del hidrógeno (H) y el oxígeno (O).

El hidrógeno requiere un electrón más para tener la misma distribución electrónica que el helio, mientras que el oxígeno requiere dos electrones más para tener el del neón. El hidrógeno y el oxígeno pueden compartir un electrón de cada átomo. Los electrones compartidos se muestran colocando dos puntos entre los átomos, que representan los electrones.

Esta distribución otorga estabilidad al hidrógeno, ya que le proporciona dos electrones de valencia, pero deja al oxígeno sólo con siete electrones de valencia. El octeto del oxígeno se puede completar compartiendo un electrón con otro átomo de hidrógeno (lo cual explica por qué el agua tiene la fórmula H_2O).



Igual que en el caso de la formación del cloruro de sodio mediante un enlace iónico, todas las partes presentes antes de la reacción están todavía después de la misma. ¿Qué es lo que ha cambiado en la combinación de los átomos de hidrógeno y oxígeno? Que los electrones de valencia ya no están en la misma posición. Los electrones de valencia se han reacomodado y ahora el oxígeno y los hidrógenos los comparten. La **figura 4.20** resume la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno.



■ **Figura 4.20** La estabilidad de los átomos en una molécula de agua es el resultado de una distribución en la cual los ocho electrones de valencia (seis del oxígeno y uno de cada uno de los dos hidrógenos) están distribuidos entre los tres átomos. Al compartir un par de electrones con el oxígeno, cada hidrógeno mantiene dos electrones en su nivel externo. El oxígeno, al compartir dos electrones con dos hidrógenos, mantiene un octeto estable en su nivel externo. Mediante este método, cada átomo logra una configuración estable de gas noble.

El cloruro de hierro(III) es un compuesto iónico típico. Es cristalino a temperatura ambiente, funde a temperatura elevada (300°C) y se disuelve en agua. El cloruro de hierro(III), también llamado cloruro férrico, puede usarse para el tratamiento de agua y para hacer grabados en cobre.

El etanol, también conocido como alcohol etílico, es un compuesto covalente típico. Es líquido a temperatura ambiente, pero se evapora rápidamente en el aire. El etanol hierve a 78°C y se congela a –114°C. A diferencia de muchos compuestos covalentes, el etanol se disuelve en agua. De hecho, el etanol que se vende en las farmacias como alcohol para fricciones, contiene agua.

■ **Figura 4.21** Los enlaces iónicos y los enlaces covalentes se forman de diferentes maneras. Como resultado, los compuestos iónicos y los compuestos covalentes a menudo tienen propiedades distintas.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

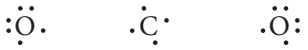
Al compartir electrones se forman moléculas La atracción de dos átomos por un par de electrones compartidos se llama **enlace covalente**. Observa que en un enlace covalente, los átomos comparten electrones y ninguno de ellos tiene una carga iónica. Un compuesto cuyos átomos se mantienen unidos mediante enlaces covalentes, es un **compuesto covalente**.

El agua es un compuesto covalente. Aunque el agua está formada por átomos de hidrógeno y de oxígeno, están combinados en moléculas de agua, cada una de las cuales tiene dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno. Una **molécula** es un grupo de dos o más átomos, sin carga, unidos entre sí mediante enlaces covalentes. Algunas veces los químicos se refieren a los compuestos covalentes como compuestos moleculares. Los términos significan lo mismo. En la **figura 4.21** se compara un compuesto con enlaces iónicos con un compuesto que tiene enlaces covalentes.

Se pueden compartir más de dos electrones Cuando se quema el carbón vegetal, los átomos de carbono chocan con oxígeno para formar CO_2. El carbono (C) está en el grupo 14 y tiene cuatro electrones de valencia. El oxígeno (O) está en el grupo 16 y tiene seis electrones de valencia. ¿Cómo pueden combinarse estos tres átomos —dos átomos de oxígeno y un átomo de carbón— de tal manera que los tres tengan una combinación estable?

El carbono y el oxígeno son como el hidrógeno y el oxígeno en lo que se refiere a la cuestión de compartir o transferir electrones. Ninguno de los átomos puede atraer los electrones y quitárselos al otro átomo. De hecho, por lo general, dos elementos no metálicos logran estabilidad compartiendo electrones para formar un compuesto covalente. Por otra parte, si los átomos que reaccionan son un metal y un no metal, es mucho más probable la transferencia de electrones y la formación de un compuesto iónico. Aprenderás más sobre la naturaleza de los enlaces químicos y cómo distinguir enlaces iónicos y covalentes en el capítulo 9.

Considera la reacción de carbono y oxígeno para formar CO_2. Observa, abajo, las estructuras de punto electrón de los átomos participantes. Observa los diagramas de puntos de Lewis para los átomos participantes.



¿Puedes distribuir los 16 electrones de valencia de estos tres átomos para formar una molécula en la cual los tres tengan una configuración estable? Sabes que debe existir, por lo menos, un enlace entre el carbono y cada uno de los oxígenos, de modo que empieza ahí. Esto se asemeja a un rompecabezas. Tenemos que cada átomo de oxígeno comparte un electrón con el carbono, como en las siguientes estructuras de puntos.

Esta distribución le proporciona al carbono seis electrones y a cada oxígeno siete, pero todavía ninguno de los átomos tiene un octeto. ¿Qué más se puede hacer? No hay ninguna ley en química que diga que los átomos se deben unir compartiendo sólo un par de electrones. ¿Qué sucede si comparten dos pares? Ahora tienes enlaces covalentes dobles, como se muestra en esta estructura de Lewis de puntos.

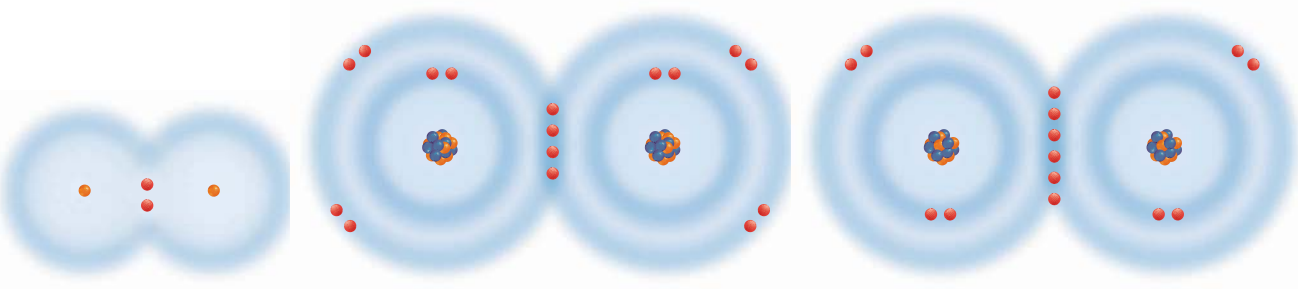
Ahora cuenta todos los electrones alrededor de cada átomo, incluyendo los electrones compartidos. Verás que cada átomo tiene un octeto estable. Compartiendo electrones, los tres átomos logran una distribución más estable que como tres átomos separados. Las propiedades del dióxido de carbono son un resultado de las propiedades únicas de las moléculas de dióxido de carbono, no de las propiedades de los átomos de carbono u oxígeno.

Además de los enlaces dobles como los del dióxido de carbono, los átomos pueden formar enlaces triples. La **figura 4.22** ilustra el enlace triple del gas nitrógeno (N_2) junto con los enlaces del gas hidrógeno y el gas oxígeno. El enlace triple N_2 es muy estable. El gas nitrógeno constituye casi 80 por ciento de nuestro aire, pero debido a la estabilidad de su triple enlace, requiere temperaturas altas para reaccionar con otras sustancias químicas de nuestro medio ambiente.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre los enlaces covalentes múltiples, visita glencoe.com.

■ **Figura 4.22** Dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones para formar un enlace simple. Dos átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones para formar un enlace doble, y dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones para formar un enlace triple.



Vuelos fatales del hidrógeno

Imagínate la sorpresa de los ciudadanos de París la mañana del 1 de diciembre de 1783. Jacques Charles y su ayudante planeando sobre sus tejados metidos en una canasta suspendida de un enorme globo. Charles y su ayudante habían llenado el globo con hidrógeno y se convirtieron en los primeros seres humanos en viajar en un vehículo más ligero que el aire. Durante la Primera Guerra Mundial se usaron globos llenos con hidrógeno para elevar por el aire al personal militar para observar los movimientos de las tropas.

El Hindenburg En 1936, Alemania lanzó el *Hindenburg*, una aeronave rígida diseñada originalmente para elevarse con helio. El helio es un poco más pesado que el hidrógeno, pero es un gas noble. Por ello, no reacciona con nada, mientras que el hidrógeno reacciona de forma explosiva con el aire. Sin embargo, los alemanes tenían que usar hidrógeno en la aeronave porque no tenían fuentes de helio. En el año siguiente, el *Hindenburg* transportó más de 1 300 pasajeros en vuelos trasatlánticos.

Mientras intentaba aterrizar en Lakehurst, Nueva Jersey, el 1 de mayo de 1937, la aeronave explotó y se quemó cuando se inflamó el hidrógeno. Murieron 36 personas. El accidente mostrado en la **figura 1** marcó el capítulo final en el uso de hidrógeno para los vehículos más ligeros que el aire.

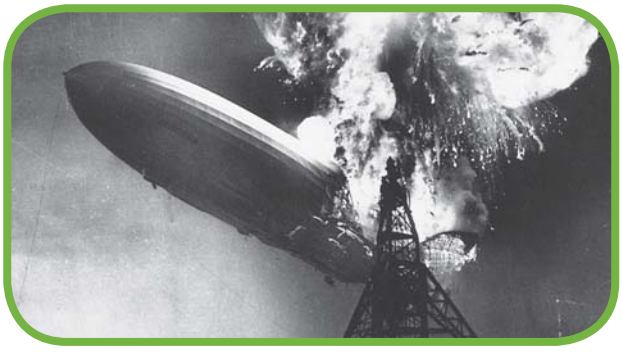


Figura 1 El accidente del *Hindenburg*.

La reacción química La reacción que destruyó el *Hindenburg* fue la combustión del hidrógeno gaseoso.

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$$

Figura 2 El accidente del *Challenger*.

Una vez iniciada esta reacción, se efectúa de manera espontánea. Sin embargo, la reacción puede controlarse, como se hace en el motor principal de los cohetes espaciales.

Combustible de los cohetes espaciales El motor principal de un cohete espacial usa hidrógeno líquido y oxígeno como combustible. Estos materiales se almacenan en secciones separadas de un enorme tanque sujeto bajo el cohete. La energía que se libera durante la reacción pone al cohete en órbita.

Durante el lanzamiento del cohete espacial *Challenger*, el 28 de enero de 1986, la reacción se salió de control. Un minuto y 13 segundos después del despegue, el tanque externo y el cohete explotaron, lo cual provocó la muerte de los siete miembros de la tripulación. El accidente mostrado en la **figura 2** fue consecuencia de defectos en el diseño de las juntas (*O-rings*, en inglés) que unen las secciones de los propulsores sólidos de los motores, que están unidos a los costados del cohete.

Conexión con la Química

1. **Infiere** Se están realizando una gran cantidad de investigaciones para desarrollar coches y camiones con hidrógeno como combustible. ¿Por qué un coche de este tipo prácticamente no produciría nada de contaminación? ¿Cuáles factores crees que afectan la aceptación de dichos vehículos por parte del público?
2. **Plantea una hipótesis** ¿Cuál crees que es la razón de que se produzca tanta cantidad de energía cuando el hidrógeno reacciona con el oxígeno? Recuerda lo que ocurre cuando se unen estos átomos.

¿Cómo se comparan los compuestos iónicos y los covalentes?

Ahora puedes relacionar los modelos submicroscópicos de la formación de NaCl, H_2O y CO_2 con sus propiedades macroscópicas mencionadas en la sección 4.1. Cuando los elementos se combinan, forman iones o moléculas. No existe otra posibilidad. Las partículas cambian mucho, ya sea que cambien de átomos de sodio a iones sodio o de átomos de hidrógeno y oxígeno a moléculas de agua. Este cambio explica por qué los compuestos tienen diferentes propiedades que las de los elementos que los forman.

Explicación de las propiedades de los compuestos iónicos Las propiedades físicas de los compuestos iónicos están relacionadas directamente con el hecho de que los compuestos iónicos están formados por iones muy organizados, unidos con una gran fuerza. Estos iones forman una fuerte estructura cristalina tridimensional. Este modelo de estructura submicroscópica explica la observación general de que los compuestos iónicos son sólidos cristalinos a temperatura ambiente. Por lo general, igual que el NaCl, estos sólidos son duros, ásperos y quebradizos.

Normalmente los compuestos iónicos tienen que calentarse a elevada temperatura para fundirse, debido a que las atracciones entre los iones de cargas contrarias son fuertes. Se necesita una gran cantidad de energía para romper la bien organizada red de iones unidos. Otra propiedad que caracteriza a la mayoría de los compuestos iónicos incluye la solubilidad en el agua. Dos compuestos iónicos típicos se muestran en la **figura 4.23**. Compara su apariencia con las propiedades descritas en seguida.

■ **Figura 4.23** Aquí se presentan otros compuestos iónicos comunes. Observa que todos son sólidos a temperatura ambiente y solubles en agua. Sin embargo, no todos los sólidos iónicos son solubles en agua.

Algunas veces, el sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) se usa para evitar el crecimiento de algas en albercas y en plantas para el tratamiento de aguas.

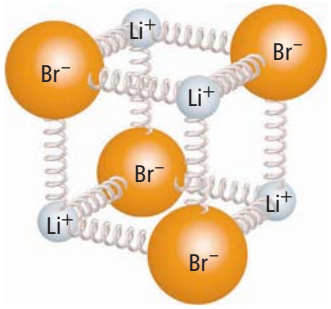
El carbonato hidrógeno de sodio ($NaHCO_3$), comúnmente conocido como polvo para hornear, también se llama bicarbonato de sodio. Se usa para esponjar pan horneado.

■ **Figura 4.24** Una solución de cloruro de sodio conduce la electricidad bien debido a que es un electrolito. La sacarosa, un compuesto covalente, no conduce la electricidad en solución debido a que no es un electrolito. Los compuestos covalentes no aportan iones a la solución.

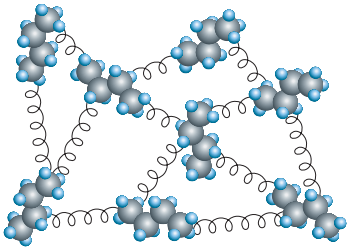
Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una animación de electrolitos fuertes y débiles, y no electrolitos, visita glencoe.com.

■ **Figura 4.25** Los compuestos iónicos experimentan fuerzas interpartícula más grandes que los compuestos covalentes.



En un compuesto iónico como el bromuro de litio (LiBr), las fuerzas interpartícula son grandes por la atracción entre iones de cargas contrarias.



Las moléculas de butano (C_4H_{10}) no tienen carga eléctrica, así, la atracción entre ellas es débil. A temperatura ambiente, el butano es un gas, a menos de que se le mantenga a presión.

Otra propiedad de los compuestos iónicos es su tendencia a disolverse en agua. Cuando están disueltos en agua, esta solución conduce la electricidad, como viste en la **figura 4.3**. Los compuestos iónicos también conducen la electricidad en estado líquido (fundidos). Cualquier compuesto que conduce la electricidad cuando está fundido o disuelto en agua es un **electrolito**. Por tanto, los compuestos iónicos son electrolitos.

Para que un compuesto iónico pueda conducir la electricidad, los iones deben moverse libremente. Los compuestos iónicos no conducen electricidad en estado sólido porque los iones están sujetos en una posición fija. Cuando se funden, los compuestos iónicos se vuelven buenos conductores, lo que evidencia que los iones están menos unidos y tienen más libertad de movimiento. La **figura 4.24** compara compuestos sólidos iónicos y covalentes disueltos en agua. Cuando el azúcar, un compuesto covalente, se disuelve, no aporta iones a la solución. Por tanto, la solución no conduce electricidad, en otras palabras, el azúcar no es electrolito.

Explicación de las propiedades de los compuestos covalentes Como sucede con los compuestos iónicos, el modelo submicroscópico de la formación de los compuestos covalentes explica muchas de sus propiedades. En particular, puedes usar este modelo para explicar por qué los compuestos covalentes comunes, como H_2O y CO_2, tienen propiedades tan diferentes de las que muestran los compuestos iónicos.

Para explicar estas diferencias, considera la organización submicroscópica de los compuestos covalentes. Los compuestos covalentes están formados por moléculas. Como aprendiste en este capítulo, los átomos que forman las moléculas están unidos entre sí por grandes fuerzas —enlaces covalentes— que convierten a la molécula en una unidad estable. Las moléculas, por sí mismas, no tienen carga iónica por lo que, en general, las fuerzas de atracción entre ellas son débiles.

Las fuerzas entre las partículas que forman una sustancia se llaman **fuerzas interpartícula**. Cuando dichas fuerzas son entre moléculas, se les llaman fuerzas intermoleculares. Estas fuerzas se ejemplifican en la **figura 4.25**. La gran diferencia entre la magnitud de las fuerzas interpartícula de los compuestos covalentes, comparadas con las de los compuestos iónicos, explica muchas de las diferencias entre sus propiedades físicas.

Mientras que todos los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, muchos compuestos covalentes son líquidos o gaseosos. Sin embargo, observa que muchos compuestos covalentes —como, por ejemplo, el azúcar— forman cristales, si la fuerza de atracción entre las moléculas es suficientemente grande. En el capítulo 9 aprenderás por qué algunas moléculas se atraen entre sí. Muchos de los compuestos covalentes que son sólidos a temperatura ambiente se funden a baja temperatura. Como ejemplos están el azúcar, los compuestos que forman la cera de las velas y las grasas. Compara las propiedades de algunas sustancias covalentes de la **figura 4.26**. Los compuestos moleculares (covalentes) no conducen la electricidad en estado puro. Muchos compuestos covalentes, como los que forman la gasolina y los aceites vegetales, no se disuelven en agua aunque otros, como el azúcar, sí se disuelven. La solubilidad de los compuestos covalentes varía pero, en general, son menos solubles en agua que los compuestos iónicos. Además, los compuestos covalentes no conducen electricidad aun cuando estén disueltos en el agua. ¿Cómo se explican estas diferencias?

LABORATORIO EN CASA

Consulta el laboratorio de **Mezcla de líquidos covalentes e iónicos** en la página 869

■ **Figura 4.26** Los compuestos covalentes están formados por moléculas en las que los átomos se unen compartiendo electrones. Debido a las débiles fuerzas interpartícula entre las moléculas, los compuestos covalentes tienden a ser gaseosos o líquidos a temperatura ambiente. Además, tienden a ser insolubles en agua, aunque algunos son muy solubles.

El azúcar de mesa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se llama sacarosa. Es un ejemplo de un compuesto covalente que es un sólido cristalino soluble en agua.

La cera de las velas y la mantequilla son mezclas de compuestos covalentes. Como sus moléculas son grandes y pesadas son sólidos, pero se funden a baja temperatura.

La gasolina y el petróleo crudo son mezclas de compuestos covalentes. El petróleo que se derrama en agua no se disuelve en ella sino que flota formando capas delgadas.

En lugares donde no se dispone de gas natural, mucha gente usa propano (C_3H_8) para la calefacción de sus hogares y para cocinar sus alimentos. Se entrega a negocios y hogares en camiones pipa, a presión.

Química y sociedad

La farmacia del bosque tropical

Hace mucho tiempo, los curanderos samoanos dispensaban un té preparado con la corteza de un árbol nativo del bosque tropical, el *Homalanthus nutans*, para ayudar a las víctimas de la fiebre amarilla, una enfermedad viral. Los investigadores identificaron el producto activo de la corteza, la prostatina. Actualmente se investiga la prostatina como posible fármaco para el tratamiento de otras enfermedades virales.

El uso de plantas y de sus productos con fines medicinales tiene una larga historia. Fármacos tan conocidos como la aspirina, la codeína y la quinina originalmente se obtenían de plantas. Sin embargo, sólo se han estudiado con detalle, tanto su composición como su uso medicinal, alrededor de 0.5 por ciento de los vegetales. Debido a que más de 50 por ciento de las 250 000 a 422 000 especies de plantas florales estimadas del mundo se encuentran en los bosques tropicales, en la actualidad los investigadores están revisando minuciosamente estas áreas de vegetación densa para encontrar nuevas sustancias para combatir las enfermedades.

Recolección de plantas Un método para recolectar plantas para su investigación como la planta que muestra la **figura 1**, consiste en seleccionar muchas especies de plantas diferentes de una misma localidad y probar sus posibles usos medicinales. Como existe una gran diversidad de plantas, los investigadores tienen la esperanza de encontrar, todavía, una gran cantidad de sustancias químicas. Algunas asociaciones como el Instituto Nacional del Cáncer, de Estados Unidos, utilizan este proceso de manera rutinaria. Otro método para recolectar plantas para investigación implica el examen filogenético, mediante el cual los investigadores estudian plantas semejantes a las que se sabe que producen sustancias con usos medicinales. Los investigadores sostienen la hipótesis de que, por la semejanza en la evolución de dichas plantas, las sustancias bioquímicas que producen tienen propiedades similares.

Investigación etnobotánica El interés por otro método de recolectar plantas para la investigación de fármacos ha ido en aumento. Este método se basa en el trabajo de los etnobotánicos. La etnobotánica estudia las plantas que usan los nativos. El descubrimiento de la prostatina es un ejemplo de la investigación etnobotánica para la recolección de plantas que puedan usarse para la investigación de fármacos.

Figura 1 Un chamán matsé raspa la corteza de una planta medicinal en la cuenca del Amazonas, en Perú.

El futuro Aislar y probar las sustancias de las plantas puede requerir varios años. Mientras tanto, los bosques tropicales pueden sufrir severas alteraciones. La mayoría de los bosques tropicales se encuentran en países subdesarrollados cuyos pobladores quieren trabajar para lograr un mejor nivel de vida y una producción de alimentos que les permita ser autosuficientes. Debido a la deforestación, para obtener madera y lograr espacio para la agricultura, los bosques tropicales están desapareciendo. Algunos investigadores y científicos ambientalistas han propuesto normas para conservar los bosques tropicales y mantener su biodiversidad. Otras personas prefieren el crecimiento rápido sin preocuparse por la desaparición de las diferentes especies de plantas que constituyen los viveros de los bosques tropicales. Con estos métodos, los científicos tratan de mantener los complejos ecosistemas de los bosques tropicales, para investigaciones futuras. Si se deja intacto, en el bosque tropical pueden volver a crecer continuamente frutos secos, frutas, plantas que producen aceite y plantas medicinales.

ANÁLISIS del tema

1. **Infiere** ¿Por qué los investigadores de fármacos estudian el posible uso de una planta que tiene pocos parásitos como una planta potencialmente útil?
2. **Adquiere información** Investiga los usos actuales de los bosques tropicales. ¿Cuál puede ser el efecto de la investigación del valor farmacéutico de las sustancias de los bosques tropicales sobre los usos presentes y futuros de éstos?

Las fuerzas interpartícula hacen la diferencia Las fuerzas interpartícula son la clave para determinar el estado de la materia de una sustancia a temperatura ambiente. Ya sabes que en estado sólido los iones se unen de manera rígida por medio de grandes fuerzas entre ellos. Debido a que las fuerzas interpartícula son mucho menores en los compuestos covalentes, sus moléculas se unen con menos fuerza unas con otras. Por tanto, es más probable que sean gaseosos o líquidos a temperatura ambiente.

Como los compuestos covalentes no tienen iones, no debes esperar que sean conductores de la electricidad. Los compuestos iónicos tienden a ser solubles en agua, mientras que los compuestos covalentes tienden a no serlo. Esta diferencia también se explica debido a las fuerzas interpartícula. Las moléculas de agua atraen a los iones, lo que no sucede con muchas moléculas covalentes y, por tanto, no se disuelven en agua. La solubilidad en agua y la naturaleza de las soluciones acuosas son un tema importante en química. Aprenderás más acerca de las soluciones en el capítulo 13.

Conexión de ideas

Ahora que sabes que existen dos clases principales de compuestos, te sorprenderá saber dónde más tienes contacto diario con esos compuestos. En el capítulo 5 verás más ejemplos de compuestos iónicos y covalentes, incluyendo compuestos más complejos que los ejemplos sencillos de este capítulo. También aprenderás la importante habilidad práctica para nombrar y escribir la fórmula de los compuestos, así como la forma de identificar algunas categorías de compuestos, como ácidos, bases y compuestos orgánicos.

PROBLEMAS ADICIONALES

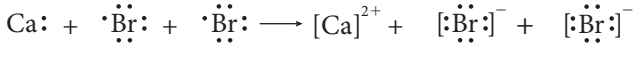
Para practicar más la clasificación de elementos y compuestos, resuelve la Práctica adicional de la página 810.

Sección 4.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Los átomos se estabilizan al reaccionar para lograr la estructura electrónica de un gas noble.
- Para lograr estabilidad, algunos átomos transfieren electrones a otro átomo, formando así iones de carga opuesta. Los iones se atraen entre sí y forman un compuesto iónico.
- Algunos átomos comparten electrones para formar compuestos covalentes.
- Dos átomos pueden compartir más de un par de electrones.
- En los compuestos iónicos, las fuerzas interpartícula son atracciones entre iones de carga eléctrica opuesta. Son mucho más intensas que las fuerzas interpartícula entre las moléculas de los compuestos covalentes.

6. Idea PRINCIPAL **Diagrama** de dos maneras en que los átomos se vuelven estables al combinarse entre sí. Compara y contrasta los compuestos que resultan de dos tipos de combinaciones.
7. **Explica** por qué el cloruro de sodio es un compuesto neutral aun cuando está formado por iones que tienen cargas positiva y negativa.
8. **Infiere** ¿Por qué crees que el cloruro de sodio debe calentarse a 800°C antes de fundirse, pero la cera de vela empieza a fundirse a los 50°C?
9. **Explica** por qué los compuestos iónicos conducen una corriente eléctrica en solución, pero los compuestos covalentes no.
10. **Haz predicciones** Observa el diagrama siguiente y explica cómo puedes determinar si el compuesto que se está formando es iónico o covalente. ¿Crees que es más probable que a temperatura ambiente sea un sólido o un gas? Explica tu respuesta.



11. **Aplica** El metal potasio reacciona con el sulfuro para formar un compuesto iónico. Usa la tabla periódica para determinar el número de electrones de valencia para cada elemento. Traza un diagrama de puntos de Lewis para demostrar cómo se combinarían para formar iones. ¿Cómo escribirías la fórmula para el compuesto resultante?

CAPÍTULO 4

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

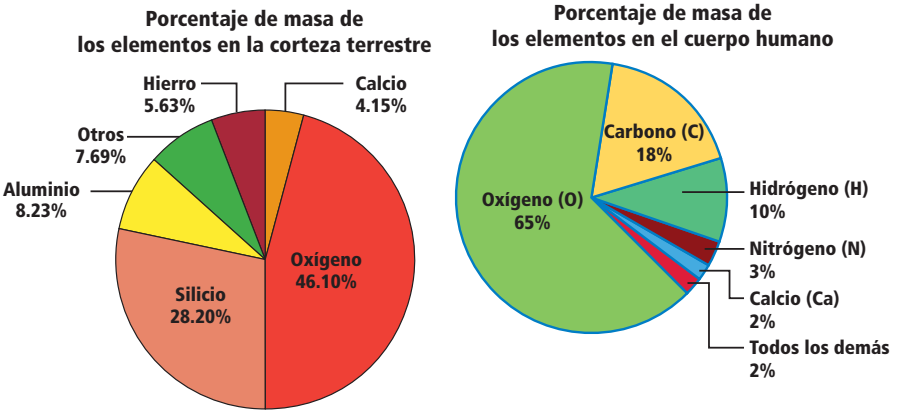
GRAN Idea La mayoría de los elementos pueden formar compuestos.

Sección 4.1 La variedad de compuestos

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los compuestos difieren de las propiedades de los elementos que forman los compuestos.

Conceptos clave

- Cuando los compuestos se forman, tienen propiedades que difieren mucho de las propiedades de los elementos de que están hechos.
- Las propiedades de los compuestos dependen de lo que ocurre a sus átomos componentes cuando los compuestos se forman.
- Las propiedades macroscópicas proporcionan pistas sobre lo que ocurre a nivel submicroscópico.



Sección 4.2 Cómo los elementos forman compuestos

Idea PRINCIPAL Los compuestos se forman cuando los electrones de un átomo se reacomodan para lograr una configuración estable.

Vocabulario

- compuesto covalente (p. 138)
- compuesto iónico (p. 132)
- configuración de gas noble (p. 130)
- cristal (p. 132)
- electrolito (p. 142)
- enlace covalente (p. 138)
- enlace iónico (p. 132)
- fuerza interpartícula (p. 142)
- ion (p. 132)
- molécula (p. 138)
- regla del octeto (p. 130)

Conceptos clave

- Los átomos se estabilizan al reaccionar para lograr la estructura electrónica de un gas noble.
- Para lograr estabilidad, algunos átomos transfieren electrones a otro átomo, formando así iones de carga opuesta. Los iones se atraen entre sí y forman un compuesto iónico.
- Algunos átomos comparten electrones para formar compuestos covalentes.
- Dos átomos pueden compartir más de un par de electrones.
- En los compuestos iónicos, las fuerzas interpartícula son atracciones entre iones de carga eléctrica opuesta. Son mucho más intensas que las fuerzas interpartícula entre las moléculas de los compuestos covalentes.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

12. Si intentas respirar dióxido de carbono puro te asfixiarás. ¿Por qué es entonces el dióxido de carbono esencial para toda la vida terrestre?

13. Los compuestos cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono se estudiaron en la sección 4.1. Di cuál compuesto se ajusta mejor a cada una de las descripciones siguientes:

a) constituye 70 por ciento de la superficie de la Tierra
b) está formado por un metal y un no metal
c) un gas denso a temperatura ambiente
d) comúnmente se encuentra en los tres estados de la materia

14. Describe dos procesos por los cuales algunos elementos se pueden combinar para formar compuestos estables. Nombra el tipo de unión que resulta en cada proceso.

15. El sodio reacciona con el flúor para formar fluoruro de sodio, NaF, un ingrediente común en las pastas de dientes que evita la caries dental. Utiliza la información de la **tabla 4.2** para analizar esta reacción.

16. ¿Cuáles son las tres propiedades generales de los compuestos iónicos? ¿Cómo se relacionan estas propiedades con la estructura submicroscópica de los compuestos?

17. ¿Cuáles son las tres propiedades generales de los compuestos covalentes? ¿Cómo se relacionan estas propiedades con la estructura submicroscópica de los compuestos?

18. ¿Por qué no esperarías encontrar Na_2Cl como un compuesto estable?

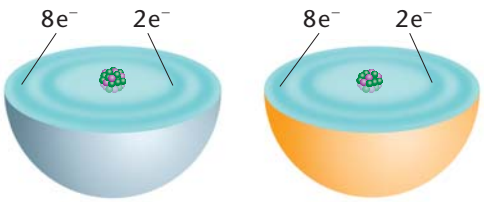


Figura 4.27

19. La **figura 4.27** muestra un átomo de sodio y un átomo de neón. ¿En qué difiere el ion sodio de un átomo de sodio? ¿Y de un átomo de neón? ¿En qué se parecen un ion sodio y un átomo de neón?

20. El término *isoelectrónico* es utilizado para describir átomos y iones que tienen el mismo número de electrones. ¿Cuáles de los siguientes son isoelectrónicos? Na^+, Ca^{2+}, Ne, K, O^{2-}, P^{3-}.

Aplicación de conceptos

21. Un compuesto desconocido se disuelve en agua, pero la solución no conduce electricidad. ¿Qué es más probable, que el compuesto sea iónico o covalente? Explica tu respuesta.

22. En la lista de ingredientes en la etiqueta de un paquete de galletas saladas aparece el sodio. Si tomas en cuenta que el sodio reacciona violentamente con el agua, ¿por qué no explotas cuando comes estas galletas saladas que contienen sodio?

23. La hidracina es un compuesto con la fórmula N_2H_4. ¿Qué tipo de compuesto es la hidracina? Describe la formación de la hidracina a partir de átomos de hidrógeno y nitrógeno.

24. ¿Qué significa decir que una reacción química es una reorganización de la materia?

25. Cuando el sulfuro reacciona con metales, suele formar compuestos iónicos. Traza un diagrama de puntos de Lewis de un átomo de sulfuro. Luego, traza el diagrama de puntos de Lewis del ion que formará. Menciona un elemento que tenga la misma estructura electrónica que el ion sulfuro.

Química cotidiana

26. El monóxido de carbono gaseoso (CO) se une fuertemente al átomo de hierro de la hemoglobina de la sangre. ¿Por qué resulta esto dañino al cuerpo?

Conexión con la Historia

27. ¿Crees que un cohete que utiliza hidrógeno y oxígeno como combustibles provoca una contaminación ambiental grave? Explica tu respuesta.

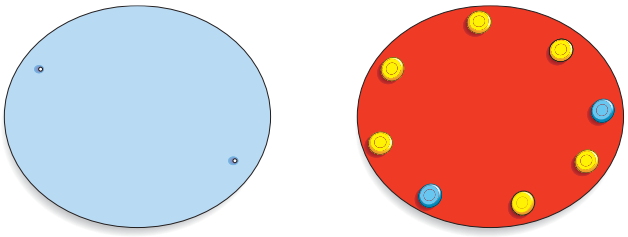
Química y sociedad

28. Señala dos factores económicos que contribuyen a la desaparición de bosques tropicales.

Capítulo 4 Evaluación

Razonamiento crítico

Interpreta las estructuras químicas



■ **Figura 4.28**

29. MiniLab 2 ¿A cuál de los siguientes compuestos representa este "modelo de chinchetas" en la **figura 4.28**: cloruro de magnesio, sulfuro de potasio, óxido de calcio o bromuro de aluminio?

Observa e infiere

30. MiniLab 1 El latón es una aleación de cobre y zinc. Ninguno de los metales es magnético. Las personas que compran antigüedades de latón en subastas, exhibiciones o tiendas, por lo general llevan un pequeño imán. ¿Qué crees que distingan con él?

Análisis de errores

31. QuimiLab En la electrólisis del yoduro de zinc, ¿qué limita tu capacidad para recobrar todo el zinc y el yodo originales?

Interpreta los datos

32. QuimiLab En la síntesis del yoduro de zinc, se agrega zinc en exceso. ¿Qué significa *en exceso*? ¿Cuáles dos observaciones experimentales lo confirman?

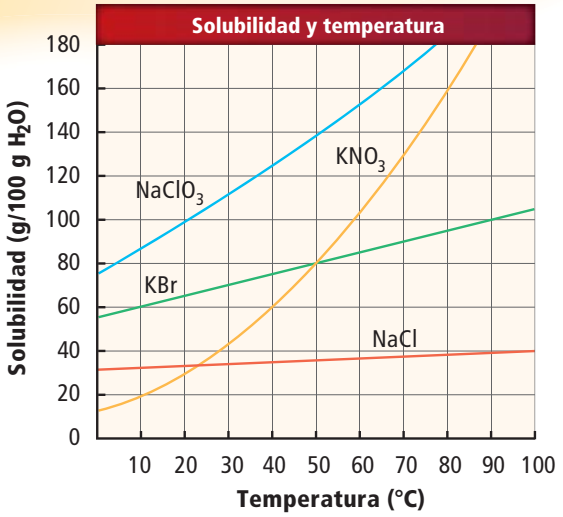
Revisión acumulativa

33. Cuando el carbono del carbón vegetal se quema en el aire para formar CO_2, ¿se produce un proceso endotérmico o exotérmico? ¿Cómo lo sabes? (*Capítulo 1*)

34. ¿Cuántos niveles energéticos ocupan los electrones de un átomo de calcio? ¿De un ion calcio? ¿Y de un átomo de bromo? ¿De un ion bromuro? (*Capítulo 2*)

35. ¿Qué arreglo de electrones de valencia tienen en común el carbono y otros elementos del grupo 14? (*Capítulo 3*)

Repaso de habilidades



■ **Figura 4.29**

36. Interpreta una gráfica Observa la gráfica de solubilidad de la **figura 4.29** y responde las preguntas siguientes.

a) ¿Cuáles de los compuestos de la gráfica son compuestos iónicos? ¿Cómo lo sabes?

b) ¿Cuántos gramos de KBr se disolverán en 100 g de agua a 60°C?

c) La gente piensa que la sal es muy soluble en agua. ¿Ese pensamiento es correcto? Defiende tu respuesta.

ESCRIBIENDO Química

37. Escribe un artículo periodístico sobre el descubrimiento de los gases nobles. Averigua quién descubrió cada uno de ellos, cómo y cuándo lo descubrieron y en qué parte de la Tierra se encuentran.

Resolución de problemas

38. Cuando el hidrógeno y el cloro reaccionan entre sí forman cloruro de hidrógeno, HCl. El cloruro de hidrógeno es un gas a temperatura ambiente, pero se licua cuando se enfría a –85°C. Con base en esta evidencia, ¿crees que el cloruro de hidrógeno es iónico o covalente? Explica tu respuesta.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál opción NO es una propiedad física del azúcar de mesa?
   - **a)** sólido blanco, cristalino.
   - **b)** se separa en carbón y vapor de agua cuando se calienta.
   - **c)** sabe dulce.
   - **d)** se disuelve en agua.

2. ¿Por qué en la corteza terrestre existe un porcentaje de oxígeno tan alto?
   - **a)** Una gran cantidad de oxígeno es atrapada en el suelo y en las rocas, muy por debajo de la superficie terrestre.
   - **b)** Una gran cantidad de agua, que está hecha de oxígeno, es atrapada debajo de la superficie terrestre.
   - **c)** Bajas temperaturas a distancias muy profundas debajo de la superficie terrestre congelan el oxígeno atmosférico en su forma sólida.
   - **d)** El oxígeno es muy reactivo y se une con otras sustancias formando compuestos sólidos.

3. La ley del octeto establece que
   - **a)** los átomos pierden estabilidad con ocho electrones en el último nivel energético.
   - **b)** los átomos ganan estabilidad con ocho electrones en su último nivel energético.
   - **c)** los átomos cambian sus configuraciones y se convierten en gases nobles.
   - **d)** los átomos se vuelven más reactivos y forman enlaces químicos con los gases nobles.

4. Un compuesto formado por átomos cargados eléctricamente se conoce como un
   - **a)** compuesto octeto.
   - **b)** compuesto químicamente estable.
   - **c)** compuesto iónico.
   - **d)** compuesto covalente.

Densidad del agua

Estado del agua	Densidad (g/mL)
Sólido	0.917
Líquido	1.000
Gaseoso (25°C)	0.008

5. De acuerdo con la tabla de arriba, ¿cómo es que las diferentes densidades del agua en diferentes estados aseguran la supervivencia de la vida acuática en Canadá?
   - **a)** En el invierno el hielo flota en lagos y estanques, aislando a los animales acuáticos de las temperaturas bajas.
   - **b)** En el invierno el hielo se hunde hacia el fondo de lagos y estanques, causando que los animales hibernen.
   - **c)** En el verano el vapor de agua se hunde hacia el fondo de los estanques y lagos, llevando consigo el oxígeno necesario.
   - **d)** En el invierno el vapor de agua se hunde hacia el fondo de estanques y lagos, llevando consigo el oxígeno necesario.

6. La ley periódica establece que los elementos muestran una
   - **a)** repetición de sus propiedades físicas cuando se acomodan en orden creciente de su radio atómico.
   - **b)** repetición de sus propiedades químicas cuando se acomodan en orden creciente de su masa atómica.
   - **c)** repetición periódica de sus propiedades cuando se acomodan en orden creciente de su número atómico.
   - **d)** repetición periódica de sus propiedades cuando se acomodan en orden creciente de su masa atómica.

7. Un átomo no tiene carga eléctrica debido a
   - **a)** sus partículas subatómicas no tienen carga eléctrica.
   - **b)** los protones cargados positivamente anulan a los neutrones cargados negativamente.
   - **c)** los neutrones cargados positivamente anulan a los electrones cargados negativamente.
   - **d)** los protones cargados positivamente anulan a los electrones cargados negativamente.

¿NECESITAS MÁS AYUDA?							
Si no respondiste a la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7
Repasa la sección . . .	1.1	4.1	4.2	4.2	4.1	3.1	2.2

CAPÍTULO 5

Tipos de compuestos

GRAN Idea **Existen dos tipos de compuestos: iónicos y covalentes.**

5.1 Compuestos iónicos

Idea PRINCIPAL En los compuestos iónicos los átomos se mantienen unidos por la atracción de iones con cargas opuestas.

5.2 Compuestos covalentes

Idea PRINCIPAL En los compuestos covalentes, los átomos se mantienen unidos porque comparten electrones.

Hechos químicos

- El 97 por ciento del agua del planeta se encuentra en los océanos.
- Los océanos están repletos de compuestos químicos que contribuyen a la diversidad biológica y a la productividad de este preciado recurso.
- Los arrecifes de coral están formados por carbonato de calcio. Las sales, como el cloruro de sodio, se disuelven en el agua y forman iones. Los gases disueltos, como el dióxido de carbono, también están presentes en grandes concentraciones.

INTRO Lab

Elementos, compuestos y mezclas

¿Cuáles son algunas de las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas?

Materiales

Una bolsa de plástico con los siguientes objetos etiquetados:

- alambre de cobre
- bolsa pequeña con sal
- frasco con azúcar y agua
- trozo de tiza (carbonato de calcio)
- trozo de granito
- lápiz

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Elabora una tabla de datos y utilízala para anotar tus observaciones.
3. Consigue una bolsa con diferentes objetos. Identifica cada uno de los objetos de la bolsa y clasifícalo como un elemento, un compuesto, una mezcla heterogénea o una mezcla homogénea.

Análisis

1. **Resume** tus observaciones. ¿Cuáles son algunas diferencias entre los elementos, compuestos y mezclas?
2. **Determina** si conoces el nombre de una sustancia, ¿cómo puedes saber si es o no un elemento?

Indaga ¿Qué pruebas le puedes hacer a una sustancia para determinar su clasificación como elemento, compuesto o mezcla?

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts in Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Tinta de hierro***

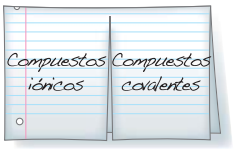
FOLDABLES® Organizador de estudio

Tipos de compuestos Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para comparar entre compuestos iónicos y compuestos covalentes.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad, de arriba hacia abajo y de nuevo a la mitad, de un lado al otro.

PASO 2 Desdobla el papel una sola vez. Corta a lo largo del doblez de una de las mitades hasta antes de llegar a la parte de arriba, para formar dos pestañas.

PASO 3 Etiqueta las pestañas *Compuestos iónicos* y *Compuestos covalentes*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 5.1 y 5.2.** Conforme leas estas secciones, incorpora la información acerca de los compuestos iónicos y de los compuestos covalentes en la pestaña apropiada de tu organizador plegable.

Sección 5.1

Objetivos

- **Aplicar** la carga iónica a la notación de las fórmulas de los compuestos iónicos.
- **Aplicar** las fórmulas para denominar los compuestos iónicos.
- **Interpretar** la información de una fórmula química.

Revisión de vocabulario

ion: un átomo o grupo de átomos combinados que tienen una carga debida a la pérdida o ganancia de electrones

Vocabulario nuevo

compuesto binario
unidad fórmula
número de oxidación
ion poliatómico
hidrato
higroscópico
delicuescente
anhidro

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

Compuestos iónicos

Idea PRINCIPAL En los compuestos iónicos los átomos se mantienen unidos por la atracción de iones con cargas opuestas.

Vínculo con el mundo real El agua de mar contiene muchas sustancias disueltas, pero la principal es el cloruro de sodio. En el agua de mar también está presente otro compuesto iónico, el cloruro de magnesio. Algunos compuestos iónicos comunes que se usan a diario son el cloruro de potasio, un sustituto de sal que se utiliza para evitar el sodio por cuestiones de salud; el yoduro de potasio, que se agrega a la sal de mesa para prevenir las deficiencias de yodo; y el fluoruro de sodio, que se añade a muchos dentífricos para fortalecer el esmalte dental. En esta sección aprenderás a usar el lenguaje de la química para nombrar y escribir los compuestos iónicos.

Compuestos iónicos binarios

Como recordarás del capítulo 4, la estructura submicroscópica de los compuestos iónicos ayuda a explicar por qué comparten ciertas propiedades macroscópicas, tales como ser quebradizos, conductores de electricidad cuando se funden o se disuelven en agua y tener puntos de fusión elevados. ¿Qué hay en su estructura que les da propiedades? La respuesta es, desde luego, los iones de los cuales están formados.

Aprendiste que los compuestos iónicos están constituidos por iones con cargas opuestas que se mantienen juntos en unidades bien organizadas. Es por su estructura que casi siempre son sólidos duros a temperatura ambiente y es difícil fundirlos. Cuando los compuestos iónicos se funden o se disuelven en agua, se desordena su estructura tridimensional y los iones se liberan, por lo cual ahora se pueden desplazar con libertad y conducir la corriente eléctrica.

Observa la estructura del dióxido de magnesio de la **figura 5.1**. La estructura del óxido de magnesio es un patrón que se repite, de iones magnesio (Mg^{2+}) y iones óxido (O^{2-}). Cada uno de los iones Mg^{2+} está rodeado por seis iones O^{2+} que, a su vez, están rodeados por seis iones Mg^{2+}.

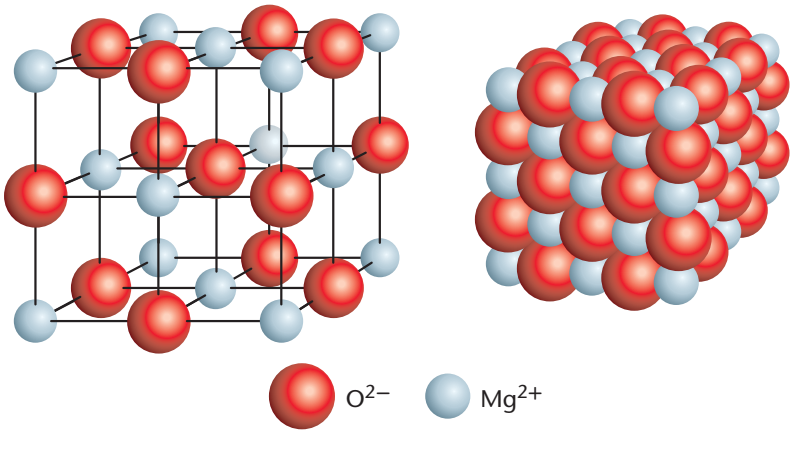


Figura 5.1 La estructura del dióxido de magnesio (MgO) es neutra debido a que el número de cargas negativas es igual al número de cargas positivas. Las propiedades observables de los compuestos iónicos, como el MgO, se deben a las grandes fuerzas de atracción entre las cargas.

Evalúa *¿Cuántos iones O^{2-} rodean a cada ion Mg^{2+}? ¿Cuántos iones Mg^{2+} rodean a cada ion O^{2-}?*

■ **Figura 5.2** Estos tres óxidos de plomo, óxido de plomo(IV) (PbO_2), negro; óxido de plomo(II) (PbO), amarillo y óxido de plomo(III) (Pb_2O_3), anaranjado, son compuestos binarios. Aunque en su fórmula contienen diferente número de átomos, cada compuesto está formado sólo por plomo y oxígeno.

Las fórmulas son parte del lenguaje que se usa para compartir la información acerca de las sustancias. Como primer paso para estudiar este nuevo lenguaje, aprenderás a nombrar y escribir las fórmulas de los compuestos iónicos.

El cloruro de sodio (NaCl) sólo contiene sodio y cloro, mientras que el cloruro de potasio (KI) sólo tiene potasio y yodo. Éstos son ejemplos de **compuestos binarios**, compuestos formados por sólo dos elementos. Los compuestos iónicos binarios pueden contener más de un ion de cada elemento, como en el caso del CaF_2, pero no están formados por tres o más elementos diferentes, como es el caso de los compuestos más complejos. En la **figura 5.2** se muestran algunos óxidos de plomo, o ejemplos de compuestos binarios.

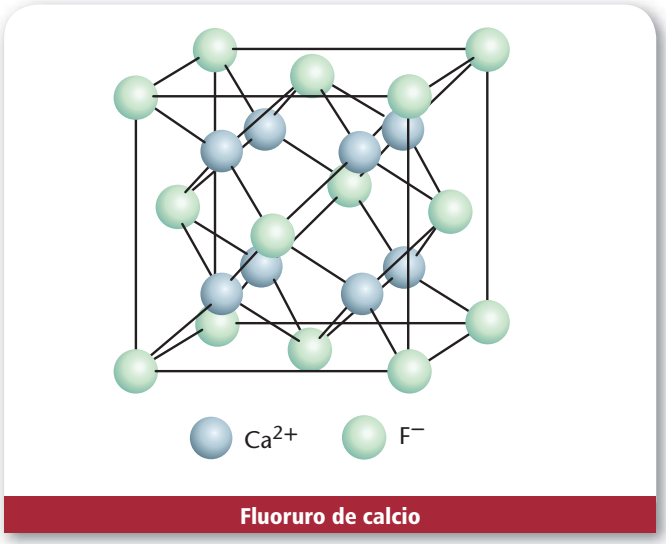
Nomenclatura de compuestos iónicos binarios Para dar el nombre de un compuesto iónico binario, primero escribe el nombre del no metal o ion con carga negativa, que se modifica con la terminación *-uro* (excepto en el caso de los compuestos binarios con oxígeno en cuyo caso se nombran como *óxido*), a continuación añade la preposición *de* y luego escribe el nombre del ion con carga positiva, usualmente un metal. Por ejemplo, en las **figuras 5.1** y **5.2** se muestran el óxido de magnesio y tres diferentes óxidos de plomo. El compuesto formado entre el potasio y el cloro se llama cloruro de potasio.

Fórmulas de los compuestos iónicos binarios Ya conoces una fórmula de un compuesto iónico, el NaCl. El cloruro de sodio contiene iones sodio que tienen carga 1^+ y iones cloro con carga 1^-. También aprendiste que los compuestos son eléctricamente neutros, lo cual significa que la suma de las cargas de un compuesto iónico siempre es cero. Así, en el cloruro de sodio un Na^+ balancea un Cl^-. Cuando escribes una fórmula añades subíndices a los símbolos de los iones hasta que la suma algebraica de las cargas iónicas es cero. El subíndice más pequeño de los dos iones que da una carga total de cero es 1; sin embargo, no es necesario escribirlo. Si no hay subíndice se da por entendido que sólo hay un ion o átomo del elemento. La fórmula NaCl indica que el cloruro de sodio contiene iones sodio y cloro, es decir, que en el compuesto hay un ion sodio por cada ion cloro y que el compuesto no tiene carga.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Binario
Viene de la palabra en latín *bini*, que significa *dos por dos.*



■ **Figura 5.3** Cuando el fluoruro de calcio se forma a partir de Ca y F, los dos electrones de valencia del calcio son transferidos a los dos átomos de flúor, lo cual deja al Ca con una carga 2+ y cada F con una carga 1–. En la naturaleza, el calcio se encuentra como el mineral fluorita.

Examina *¿Cuántos iones Ca^{2+} y cuántos iones F^- contiene una unidad fórmula de CaF_2?*

Si en un compuesto hay más de un ion de un elemento, el subíndice indica cuántos iones hay. El mineral conocido como fluorita es fluoruro de calcio, que tiene la fórmula CaF_2. Esta fórmula indica que en el compuesto hay un ion calcio por cada dos iones fluoruro. En un compuesto iónico, una fórmula representa la proporción mínima de átomos o iones del compuesto.

Unidades fórmula contra moléculas En un compuesto covalente, la mínima unidad de éste es una molécula, así que una fórmula representa una sola molécula del compuesto. Sin embargo, los compuestos iónicos no forman moléculas; se forman a partir de iones ordenados en un patrón que se repite. ¿La fórmula del fluoruro de calcio se debería escribir como CaF_2, Ca_2F_4 o incluso Ca_3F_6? Una fórmula escrita correctamente tiene la proporción más simple posible de los iones que están presentes. A esta proporción se le denomina **unidad fórmula**.

En la **figura 5.3** se muestra la estructura del fluoruro de calcio. Cada unidad fórmula del fluoruro de calcio consiste de un ion calcio y dos iones fluoruro. Cada uno de los tres iones tiene la configuración estable de octeto de electrones, y la unidad fórmula no tiene carga global. Aunque la suma de las cargas iónicas del CaF_2 y el Ca_2F_4 es cero, sólo el CaF_2 es la fórmula correcta. Entonces, una unidad fórmula del fluoruro de calcio tiene la fórmula CaF_2.

Predicción de las cargas de los iones Como ya sabes existen compuestos iónicos en los que el sodio se convierte en un ion positivo con una sola carga y el calcio se convierte en un ion positivo con dos cargas. Examina la tabla periódica para ver si hay forma de predecir la carga que tendrán distintos elementos cuando se convierten en iones. ¿Cuáles de los elementos perderán electrones y cuáles los ganarán?

Los gases nobles tienen ocho electrones en su nivel de energía externo. Los metales tienen pocos electrones en ese nivel, así que tienden a perderlos y transformarse en iones positivos. El sodio tan sólo debe perder un electrón para transformarse en el ion Na^+. El calcio debe perder dos electrones, para quedar como ion Ca^{2+}. Por otro lado, la mayoría de los no metales, tienen niveles energéticos externos que contienen entre cuatro y siete electrones, así que tienden a ganar electrones para convertirse en iones negativos. Escribe la ganancia y pérdida de electrones del ejemplo mostrado en la **figura 5.4**.

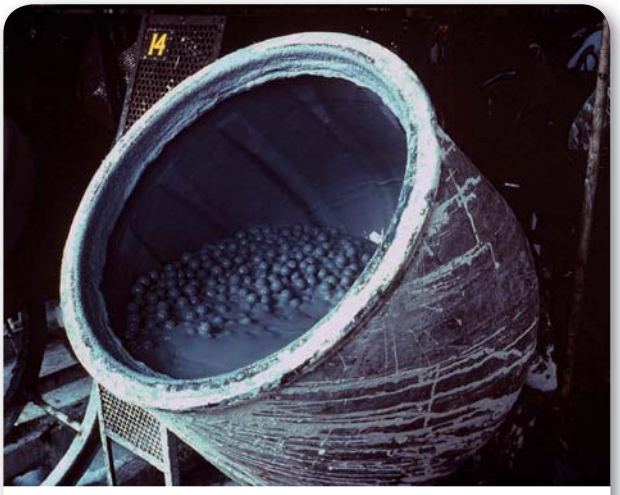
NOTICIAS de la materia

Con frecuencia, la lluvia que cae sobre o cerca de un océano es salada debido a la pequeña cantidad de sal que arrastra el viento. Los cultivos de algunas áreas costeras, como los famosos campos de alcachofas del sur de San Francisco, adquieren un peculiar y muy codiciado sabor como consecuencia del agua salada de la lluvia.

Número del grupo y carga iónica Para los elementos del grupo principal de la tabla periódica —grupos 1, 2 y 13-18— se pueden usar para predecir estas cargas. Como todos los elementos de un grupo dado tienen el mismo número de electrones en su nivel de energía externo, deben perder o ganar el mismo número de electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble. Los metales siempre pierden electrones y los no metales siempre los ganan cuando forman iones. La carga del ion se conoce como **número de oxidación** del átomo. Los números de oxidación de muchos elementos de los grupos principales se indican en la **tabla 5.1**, donde se acomodan por número de grupo. Los números de oxidación de los elementos de los grupos 3 al 12, los elementos de transición, no se pueden predecir basándose en el número de grupo.

Uso del número de oxidación para escribir fórmulas La alúmina es el nombre común del óxido de aluminio. Se utiliza para producir aluminio metálico, fabricar papel de lija y otros abrasivos y para separar mezclas de químicos mediante una técnica llamada cromatografía. El aluminio está en el grupo 13, así que pierde sus tres electrones externos para quedar como ion Al^{3+}. El oxígeno está en el grupo 16 y tiene seis electrones de valencia, así que gana dos electrones para transformarse en ion O^{2-}.

Si el aluminio cede tres electrones, pero el oxígeno sólo gana dos, uno de los electrones del aluminio no es captado por el oxígeno. Como se deben tomar en cuenta todos los electrones, en la reacción debe participar más de un átomo de oxígeno. Sin embargo, el oxígeno no puede ganar sólo un electrón, así que también debe estar presente otro átomo de aluminio que aporte el segundo electrón para el oxígeno. En total, se deben combinar dos iones Al^{3+} con tres iones O^{2-} para formar Al_2O_3. Recuerda que la suma de las cargas en la fórmula del óxido de aluminio debe ser cero.



$$Ca: \rightarrow Ca^{2+} \qquad \ddot{O}: \rightarrow :\ddot{O}:^{2-}$$

$$Ca^{2+} + :\ddot{O}:^{2-} \rightarrow CaO$$

■ **Figura 5.4** El compuesto comúnmente llamado cal es óxido de calcio. Se utiliza en la manufactura de acero y cemento y se añade a los lagos y suelos ácidos para neutralizar los efectos de la acidez. El calcio es un metal que al perder dos electrones se transforma en un ion Ca^{2+}; el oxígeno es un no metal que debe ganar dos electrones para lograr el octeto estable del gas noble neón, y así se transforma en ion O^{2-}. Como una unidad fórmula debe ser neutra, un ion Ca^{2+} se puede combinar sólo con un ion O^{2-}. La fórmula del óxido de calcio es CaO.

$$\dot{Al}\cdot + \dot{Al}\cdot + :\dot{O}\cdot + :\dot{O}\cdot + :\dot{O}\cdot \rightarrow$$
$$Al^{3+} + Al^{3+} + :\ddot{O}:^{2-} + :\ddot{O}:^{2-} + :\ddot{O}:^{2-}$$

Tabla 5.1 **Cargas iónicas de elementos representativos**

Número de grupo	Número de oxidación	Ejemplos	Número de grupo	Número de oxidación	Ejemplos
Metales			No metales		
1	1+	Li^+, Na^+, K^+	15	3–	N^{3-}, P^{3-}
2	2+	Mg^{2+}, Ca^{2+}	16	2–	O^{2-}, S^{2-}
13	3+	B^{3+}, Al^{3+}	17	1–	F^-, Cl^-, Br^-, I^-

EJEMPLO Problema 5.1

Escritura de una fórmula sencilla Escribe la fórmula de un compuesto iónico que contiene sodio y azufre.

1 Análisis

- El sodio está en el grupo 1, así que tiene número de oxidación 1+. El azufre está en el grupo 16 y su número de oxidación es 2–.

2 Procedimiento

- Escribe los símbolos de los iones sodio y azufre a manera de fórmula, colocando primero el ion positivo: $Na^{+}S^{2-}$

3 Solución

- Tal como está escrita, la fórmula tiene una carga positiva y dos cargas negativas. Para conservar la neutralidad, se necesita una carga positiva adicional para balancear la carga 2–, así que se añade un segundo ion sodio que se indica colocando el subíndice 2 después del símbolo del sodio en la fórmula. La fórmula correcta está escrita ahora como Na_2S.

4 Comprobación

- Asegúrate de no haber cambiado las cargas de los iones y de que la carga global de la fórmula sea cero.

$2(1+) + (2-) = 0$ La fórmula es correcta tal como está escrita.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 858

1. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos.
   - **a)** óxido de litio
   - **b)** bromuro de calcio
   - **c)** óxido de sodio
   - **d)** sulfuro de aluminio
2. Escribe la fórmula del compuesto que se forma con cada par de los elementos siguientes.
   - **a)** bario y oxígeno
   - **b)** estroncio y yodo
   - **c)** litio y cloro
   - **d)** radio y cloro

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando conversiones de temperatura, revisa los problemas adicionales de la página 810.

Compuestos que tienen iones poliatómicos

Los iones que has estudiado hasta ahora contienen un solo elemento; sin embargo, algunos iones contienen más de uno. Un **ion poliatómico** es aquel que tiene dos o más elementos distintos. En un ion poliatómico el grupo de átomos está unido covalentemente cuando los átomos comparten electrones. Aunque los átomos individuales no tienen carga, el grupo como un todo tiene una carga global. Los modelos de tres iones poliatómicos se ilustran en la **figura 5.5**.

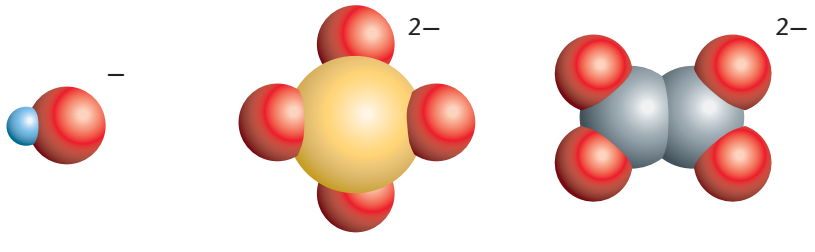


Figura 5.5 Los iones poliatómicos están formados por más de un átomo, unidos entre sí de forma covalente. La carga está distribuida en el ion completo y no en un solo átomo. Los iones poliatómicos forman enlaces iónicos con otros iones para formar compuestos iónicos.

Los compuestos iónicos pueden contener iones metálicos positivos unidos a iones poliatómicos negativos, como en el caso del NaOH; iones negativos de un no metal unidos a iones poliatómicos positivos, como en el NH_4I; y iones poliatómicos positivos unidos a iones poliatómicos negativos, como en el NH_4NO_3. Para escribir la fórmula de un compuesto iónico que tiene uno o más iones poliatómicos, sencillamente trata al ion poliatómico como si fuera un ion de un solo elemento considerándolo como una unidad. Recuerda que la suma de las cargas positiva y negativa debe ser igual a cero.

Los múltiplos de un ion poliatómico se pueden indicar en una fórmula cerrando entre paréntesis todo el ion poliatómico, sin la carga. Escribe un subíndice fuera del paréntesis para indicar el número de iones poliatómicos que hay en el compuesto. Nunca cambies los subíndices que están dentro del ion poliatómico, porque eso cambiaría la composición del ion. La fórmula del compuesto que contiene un ion magnesio y dos iones nitrato es $Mg(NO_3)_2$.

Nomenclatura de compuestos con iones poliatómicos Para denominar un compuesto que contenga un ion poliatómico, sigue las mismas reglas que se utilizan para nombrar los compuestos binarios. No cambies la terminación del nombre del ion poliatómico negativo. El nombre del compuesto formado por los iones calcio y carbonato es carbonato de calcio.

¿Cuál es la fórmula del carbonato de calcio? El calcio está en el grupo 2, así que su ion tiene una carga de 2+, y el ion carbonato tiene una carga de 2– (**tabla 5.2**). Para formar un compuesto neutro que tenga la fórmula $CaCO_3$, se deben combinar un ion Ca^{2+} y un ion CO_3^{2-}.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Química en línea
Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre nomenclatura de compuestos iónicos, visita glencoe.com.

Tabla 5.2 Iones poliatómicos comunes

Fórmula	Nombre del ion	Fórmula	Nombre del ion
NH_4^+	Amonio	IO_4^-	Peryodato
NO_2^-	Nitrito	$C_2H_3O_2^-$	Acetato
NO_3^-	Nitrato	$H_2PO_4^-$	Dihidrógeno fosfato
OH^-	Hidróxido	CO_3^{2-}	Carbonato
CN^-	Cianuro	SO_3^{2-}	Sulfito
MnO_4^-	Permanganato	SO_4^{2-}	Sulfato
HCO_3^-	Hidrógeno carbonato	$S_2O_3^{2-}$	Tiosulfato
ClO^-	Hipoclorito	O_2^{2-}	Peróxido
ClO_2^-	Clorito	CrO_4^{2-}	Cromato
ClO_3^-	Clorato	$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato
ClO_4^-	Perclorato	HPO_4^-	Monohidrógeno fosfato
BrO_3^-	Bromuro	PO_4^{3-}	Fosfato
IO_3^-	Yoduro	AsO_4^{3-}	Arsenato

Química cotidiana

El agua dura

El término *agua dura* no describe su estado físico. El agua dura describe cualquier agua que contiene una gran cantidad de minerales disuelta y tiene muchos iones calcio y magnesio. Conforme el agua subterránea viaja a través de suelos y rocas, va disolviendo pequeñas cantidades de calcio y magnesio, junto con otros minerales. Cuanto más calcio y magnesio haya disueltos, más dura será el agua. La dureza del agua se mide en miligramos por litro (mg/L) o partes por millón (ppm). Se considera un agua dura cuando tiene, por lo menos, 150 mg/L o ppm de minerales disueltos.

Figura 1 La espuma de jabón se deposita en el lavadero y es difícil de remover, porque es insoluble al agua.

Residuos de jabón Es fácil identificar el agua dura porque interfiere con casi todos los aspectos de la limpieza, incluido el lavado de ropa, de vajillas y el baño. Una queja común de la gente que tiene que usar agua dura es que los jabones y los detergentes no hacen espuma. Uno de los componentes del jabón que ayuda a producir espuma es el estearato de sodio, $NaC_{18}H_{35}O_2$, que se disuelve en el agua.

En el agua dura, los iones calcio reaccionan con los iones estearato y se forma estearato de calcio, $Ca(C_{18}H_{35}O_2)_2$. Este material es insoluble y hace grumos en la espuma; los grumos se ven en la **figura 1**. Los residuos de jabón en el cabello lo deja sin brillo, sin vida y pegajoso. En la lavandería, el agua dura deja la ropa rígida, áspera y sin brillo. El agua dura que se usa para lavar vajillas hace que se forme en los platos una película de residuos de jabón y quedan con manchas blanquecinas cuando se secan. Cuando los ablandadores de agua eliminan los iones calcio y magnesio del agua, se forma espuma y ya no se forman más residuos de jabón.

Sarro Los problemas que ocasiona el agua dura no se limitan a la falta de espuma y los residuos de jabón. Cuando el agua dura se calienta los minerales de calcio y de magnesio disueltos en el agua forman sarro dentro de las tuberías. El sarro también actúa como aislante y se necesita más energía para calentar el agua. El agua dura también hace que se forme una capa de sarro dentro de los recipientes para el té o el café. Muchas industrias vigilan constantemente la dureza del agua para evitar el deterioro de calentadores, torres de enfriamiento y otros equipos.

Intercambiadores iónicos Una forma habitual de suavizar el agua —es decir, disminuir los iones de calcio y magnesio— es por medio de un intercambiador iónico. Por lo general, el intercambiador contiene un material que se llama resina, elaborada con iones de carbono, hidrógeno y sodio. Cuando el agua dura pasa a través de la resina, un ion calcio o un ion magnesio del agua se intercambia por dos iones sodio. Así, el agua que sale del intercambiador tiene menos iones de calcio y magnesio, pero más iones sodio. Como el sodio no precipita como sólido en las tuberías ni evita la formación de espuma, se eliminan los problemas asociados con el agua dura.

Explorando más

1. **Interpreta** ¿Cuál es la carga del ion estearato?
2. **Razona críticamente** ¿Por qué dos iones sodio reemplazan un ion de calcio o de magnesio?
3. **Adquiere información** ¿Por qué los detergentes son más eficaces que los jabones en el agua dura?

EJEMPLO Problema 5.2

Escritura de una fórmula que contiene un ion poliatómico Escribe la fórmula del compuesto que contiene iones litio y iones carbonato.

1 Análisis

- El litio está en el grupo 1, así que su ion tiene una carga de 1^+. De acuerdo con la **tabla 5.2**, el ion carbonato tiene carga $2-$, y su estructura es CO_3^{2-}.

2 Procedimiento

- Escribe los símbolos del carbonato de litio a modo de fórmula.

$Li^+CO_3^{2-}$

3 Solución

- Determina la proporción correcta de iones litio y carbonato por inspección de sus cargas. En este caso, la suma de las cargas positiva y negativa no es igual a cero. Para balancear el ion carbonato se necesitan dos iones litio; sin embargo, como no puedes cambiar las cargas de los iones, debes añadir el subíndice 2 al Li^+. La fórmula correcta del carbonato de litio es Li_2CO_3.

4 Comprobación

- Verifica que toda la carga de la fórmula sea cero.

$2(1+) + (2-) = 0$ La fórmula es correcta tal como está escrita.

EJEMPLO Problema 5.3

Notación de una fórmula más compleja Escribe la fórmula del compuesto que contiene iones de aluminio y sulfato.

1 Análisis

- El aluminio está en el grupo 13 y su número de oxidación es 3^+. De acuerdo con la **tabla 5.2**, el ion sulfato tiene la carga $2-$.

2 Procedimiento

- Escribe los símbolos del sulfato de aluminio a manera de fórmula.

$Al^{3+}SO_4^{2-}$

3 Solución

- Determina la proporción correcta de iones de aluminio y de sulfato por inspección de sus cargas. En este caso, la suma de las cargas positiva y negativa no es cero. Para lograr la neutralidad, debes encontrar el mínimo común múltiplo de 3 y 2, que es 6. ¿Cuántos iones Al^{3+} se necesitan para tener una carga de 6+, y cuántos iones SO_4^{2-} se necesitan para tener una carga de $6-$? Será necesario que el compuesto tenga dos iones Al^{3+} para balancear tres iones SO_4^{2-}. Debes añadir el subíndice 2 al ion aluminio y el subíndice 3 al ion sulfato. Todo el ion poliatómico debe encerrarse entre paréntesis para indicar que están presentes tres iones sulfato. Por tanto, la fórmula correcta del sulfato de aluminio es $Al_2(SO_4)_3$.

4 Comprobación

- Asegúrate que la carga global de la fórmula sea cero.

$2(3+) + 3(2-) = 0$ La fórmula es correcta tal como está escrita.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando la escritura de fórmulas que tienen iones poliatómicos, revisa los problemas adicionales de la página 811.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 858

3. Escribe la fórmula del compuesto formado por cada uno de los siguientes iones.
- **a)** iones de amonio y sulfito
- **b)** iones de calcio y monohidrógeno fosfato
- **c)** iones de amonio y dicromato
- **d)** iones de bario y nitrato

4. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos.
- **a)** fosfato de sodio
- **b)** hidróxido de magnesio
- **c)** fosfato de amonio
- **d)** dicromato de potasio

Compuestos de los elementos de transición

En el capítulo 3 aprendiste que los elementos que se conocen como elementos de transición se ubican en los grupos 3 al 12 de la tabla periódica. Los elementos de transición forman iones positivos, igual que los metales, pero gran parte de los elementos de transición pueden tener más de un número de oxidación. El cobre, por ejemplo, puede formar iones Cu^{+} y Cu^{2+}, mientras que el hierro puede formar iones Fe^{2+} y Fe^{3+}. En la **figura 5.6** se muestran los dos compuestos que forma el hierro con el ion sulfato. El zinc y la plata son dos excepciones de la variabilidad de los compuestos de transición; cada uno forma un ion principal: el ion zinc, Zn^{2+} y el ion plata, Ag^{+}, respectivamente.

Sulfato de hierro(II)

Sulfato de hierro(III)

El sulfato de hierro(II) ($FeSO_4$), es una sustancia cristalina de color azul verdoso (arriba) que se usa como fertilizante (abajo) y suplemento dietético.

El sulfato de hierro(III) ($Fe_2(SO_4)_3$) (arriba), es una sustancia cristalina de color amarillo que se usa como coagulante en la purificación de agua y en las plantas de tratamiento de aguas negras (abajo).

■ **Figura 5.6** El hierro forma iones Fe^{2+} y Fe^{3+}, cada uno de los cuales se puede combinar con el ion sulfato.

Porcelana de China

Observa cuán orgulloso danza el dragón —un símbolo antiguo de la cultura China— en torno al jarrón que se ilustra en la **figura 1**. Soberbio debe ser, porque este jarrón representa uno de los más grandes logros de la tecnología y el arte chino: la porcelana vidriada.

Arcilla, vidrio y fuego Entre los siglos III y VI a.C., los chinos inventaron la porcelana vidriada. Descubrieron que si un jarrón de arcilla se cubre con un vidriado transparente y luego se calienta a temperatura elevada, se forma un material cerámico translúcido. Este material es la porcelana vidriada.

A diferencia de una vasija de arcilla quemada, que tiene un acabado opaco y ligeramente poroso, el jarrón esmaltado está sellado por una cubierta como de vidrio. Al cambiar la composición química del vidriado, los artesanos chinos cambiaron la calidad y el color de este material. Por ejemplo, cuando añadían materiales que al reaccionar entre ellos formaban diminutas burbujas de gas en el vidriado, la porcelana relucía más porque la superficie de las burbujas reflejaba la luz.

Figura 1 El arte con dragones permanece brillante después de cientos de años, debido a la porcelana vidriada.

Figura 2 Los elementos de transición le dan color a la porcelana vidriada.

Vidriados de colores Una de las etapas más importantes de la alfarería fue añadirle materiales al vidriado para hacer porcelanas coloreadas como en la **figura 2**. Estos materiales eran soluciones de iones de elementos de transición, como hierro, manganeso, cromo, cobalto, cobre y titanio.

Durante la quema del vidriado estos metales forman óxidos. Como los iones metálicos de los óxidos sólo reflejan ciertas longitudes de onda de la luz, los vidriados le dan color a la porcelana. Al variar la concentración y las cargas de iones metálicos en el vidriado, los chinos lograron porcelanas de colores delicados. Por ejemplo, el cobalto produce un vidriado azul, el cromo uno rosa o verde, según la carga, y el manganeso un vidriado púrpura. Estos bellos colores han permanecido nítidos a través de miles de años, y las técnicas aún se utilizan.

Conexión con la Química

1. **Aplicaciones** ¿Por qué los platos de porcelana son superiores a los de madera?
2. **Razonamiento crítico** ¿Qué propiedades de los compuestos metálicos se aprovechan en el vidriado de colores?

Tabla 5.3	Compuestos de cobre y cloro		
Ion de cobre	Ion(es) de cloro	Fórmula	Nombre
Cu^{+}	Cl^{-}	$CuCl$	Cloruro de cobre(I)
Cu^{2+}	$2Cl^{-}$	$CuCl_2$	Cloruro de cobre(II)

Nomenclatura de los compuestos de los elementos de transición Los químicos necesitan una manera de distinguir los nombres de los compuestos formados de diferentes iones de un elemento de transición. Por ello utilizan los números romanos para indicar el número de oxidación de un ion de un elemento de transición. Este número se coloca entre paréntesis después del nombre del elemento. Para los compuestos de zinc y plata no se necesita una nomenclatura adicional porque sus fórmulas no son ambiguas. En la **tabla 5.3** se dan los nombres de dos distintos compuestos iónicos que se forman al combinarse los iones cloro con cada uno de los dos iones del cobre. El cobre puede tener estados de oxidación 1+ y 2+. Cuando un ion Cu^{+} se combina con el ion Cl^{-}, se forma el cloruro de cobre(I). Cuando un ion Cu^{2+} se combina con el ion Cl^{-}, se necesitan dos iones cloruro para balancear la carga ($CuCl_2$), y se produce cloruro de cobre(II).

En la **tabla 5.4** se enumeran los nombres de varios iones de elementos de transición. Cuando resuelvas los problemas de práctica 5 y 6, estarás ya familiarizado con estos nombres. Con frecuencia, los distintos iones de un elemento de transición forman compuestos de colores diferentes. Por ejemplo, la **tabla 5.4** muestra los tres iones cromo más comunes, Cr^{2+}, Cr^{3+} y Cr^{6+}. Los óxidos de esos iones son CrO, Cr_2O_3 y CrO_3. El CrO es negro, el Cr_2O_3 es verde y el CrO_3 es rojo. Determina el número de oxidación del cromo en cada uno de estos compuestos.

Tabla 5.4	Nombres de iones comunes de algunos elementos de transición				
Elemento	Ion	Nombre químico	Elemento	Ion	Nombre químico
Cromo	Cr^{2+}	Cromo(II)	Hierro	Fe^{2+}	Hierro(II)
	Cr^{3+}	Cromo(III)		Fe^{3+}	Hierro(III)
	Cr^{6+}	Cromo(VI)	Manganeso	Mn^{2+}	Manganeso(II)
Cobalto	Co^{2+}	Cobalto(II)		Mn^{3+}	Manganeso(III)
	Co^{3+}	Cobalto(III)		Mn^{7+}	Manganeso(VII)
Cobre	Cu^{+}	Cobre(I)	Mercurio	Hg^{+}	Mercurio(I)
	Cu^{2+}	Cobre(II)		Hg^{2+}	Mercurio(II)
Oro	Au^{+}	Oro(I)	Níquel	Ni^{2+}	Níquel(II)
	Au^{3+}	Oro(III)		Ni^{3+}	Níquel(III)
				Ni^{4+}	Níquel(IV)

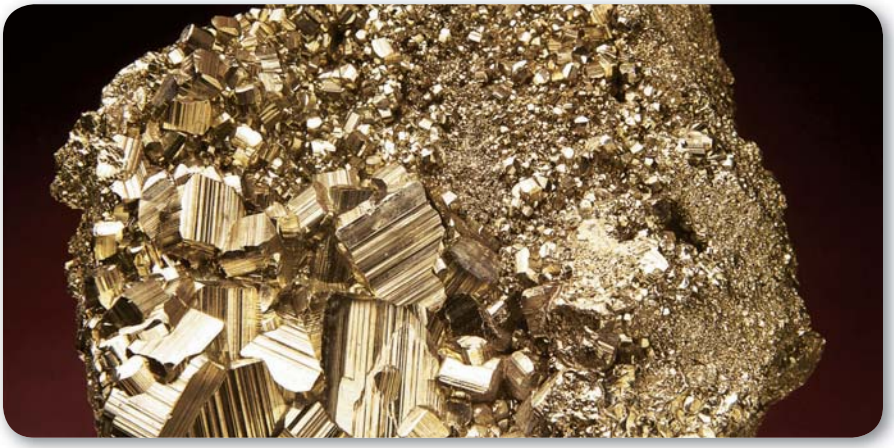


Figura 5.7 El disulfuro de hierro (FeS_2) es comúnmente llamado el oro de los tontos. En este compuesto iónico hay sulfuro en la inusual forma S_2^{2-} y el hierro tiene un número de oxidación de 2+.

Fórmulas de los compuestos con elementos de transición

Supongamos que quieres escribir la fórmula de un compuesto que contiene un elemento de transición. Volvamos al problema de muestra 1, donde aprendiste a escribir la fórmula de un compuesto que contiene sodio y azufre. ¿Cómo escribirías la fórmula si en lugar del sodio fuera el hierro(II) el que se combinara con el azufre? El hierro(II) tiene número de oxidación 2+ y su ion se puede escribir como Fe^{2+}. Sabes que el ion sulfuro tiene carga 2– y se puede escribir como S_2^{2-}. En este caso, las cargas están balanceadas, así que la fórmula del sulfuro de hierro(II) se escribe como FeS_2. Si observas la **figura 5.7**, podrás ver por qué la pirita se conoce como el oro de los tontos.

Del mismo modo puedes escribir la fórmula del sulfuro de hierro(III). Tan sólo debes seguir los pasos del problema de muestra 3. La fórmula correcta del sulfuro de hierro(III) es Fe_2S_3. Observa que el número romano se refiere al número de oxidación del hierro y no a cuántos iones hay en la fórmula.

¿Cómo denominas un compuesto de un elemento de transición si se te proporciona la fórmula? La pista estriba en determinar la carga del ion del elemento de transición. En la fórmula $Cr(NO_3)_3$ debes determinar la carga del ion cromo a fin de nombrar el compuesto. Primero examina el ion negativo; sabiendo que el ion nitrato tiene carga 1– y que hay tres iones nitrato con una carga total de 3– puedes ver que el ion cromo debe tener una carga de 3+ para mantener la neutralidad. Por tanto, este compuesto se llama nitrato de cromo(III).

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 870 para hacer una **tinta de hierro**

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 858

5. Escribe la fórmula del compuesto formado por cada uno de los siguientes pares de iones.
- **a)** cobre(I) y sulfito
- **b)** estaño(IV) y fluoruro
- **c)** oro(III) y cianuro
- **d)** plomo(II) y sulfuro

6. Escribe los nombres de los siguientes compuestos.
- **a)** $Pb(NO_3)_2$
- **b)** Mn_2O_3
- **c)** $Ni(C_2H_3O_2)_2$
- **d)** HgF_2

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con las fórmulas de compuestos con los elementos de transición, revisa los problemas adicionales de la página 810.

Figura 5.8 El hidróxido de sodio ejerce una fuerte atracción sobre las moléculas de agua. El hidróxido de sodio absorberá moléculas de agua del aire del ambiente y comenzará a disolverse. Con el tiempo absorberá tanta agua que se disolverá por completo.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

Hidratos

Muchos compuestos iónicos se preparan por cristalización de una solución acuosa, en la cual el agua se ha incorporado al cristal. El compuesto en el cual hay una proporción específica de agua y del compuesto iónico se llama **hidrato**. En un hidrato, las moléculas del agua están químicamente unidas al compuesto iónico.

Sustancias higroscópicas ¿Tu profesor de laboratorio de química les recuerda siempre a los estudiantes que cierren bien las tapas de los frascos de los productos químicos que utilizan? Existe una buena razón para ello. Algunos compuestos iónicos se hidratan con facilidad al absorber moléculas de vapor de agua del aire. En la **figura 5.8** se muestra lo que sucede cuando el hidróxido de sodio (NaOH) absorbe la humedad del aire.

MiniLab 5.1

Un compuesto químico que predice el clima

¿Cómo puedes elaborar un predictor del clima? Si agregas agua al cloruro de cobalto(II) anhidro, se forma un hidrato y cambia el color del compuesto. Añadir agua a un compuesto anhidro para formar un hidrato cambia a menudo las propiedades físicas —como el color— del compuesto. El cloruro de cobalto(II) es uno de tales compuestos. Si compruebas que el color de este compuesto cambia según el clima, quizá sirva para pronosticar el tiempo.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Vierte 5 mL de **etanol** al 95 por ciento en un **pequeño vaso de precipitados**.
3. Con una **espátula** añade una pequeña cantidad de **cloruro de cobalto(II)** al vaso. Agita la solución hasta que el compuesto se disuelva.
4. Sumerge un **aplicador de algodón** en la solución rosa y escribe con él la fórmula química del cloruro de cobalto(II) en una hoja de papel blanco.
5. Coloca el papel encima de una parrilla de calentamiento que esté en el nivel más bajo de calor o déjalo en un sitio soleado para que se seque. ¿De qué color es la fórmula ahora?
6. Guarda tu pronosticador del clima en un sitio adecuado y revisa su color cada mañana y tarde. Lleva un registro del tiempo, del clima y del color del papel tratado.

Análisis

1. **Determina** ¿Cuál es la fórmula del cloruro de cobalto(II)?
2. **Analiza** El cloruro de cobalto(II) hidratado tiene seis moléculas de agua unidas al compuesto. ¿Cuál es su fórmula y nombre?
3. **Infiere** De acuerdo con tus observaciones, ¿puedes concluir que el papel de prueba de cloruro de cobalto(II) es un pronosticador confiable del clima? Fundamenta tu respuesta.

Estos compuestos se llaman sustancias **higroscópicas**, por ejemplo, el carbonato de sodio (Na_2CO_3). Algunas sustancias son tan higroscópicas que al contacto con el aire absorben tanta agua que se disuelven completamente y forman una solución líquida. Estos compuestos se llaman **delicuescentes**. Con frecuencia, los compuestos que forman hidratos se utilizan como agentes secantes, también llamados desecantes, porque pueden absorber bastante agua del aire cuando se hidratan.

Fórmulas de los hidratos Para escribir la fórmula de un hidrato, escribe la fórmula del compuesto y después de un punto y seguido, el número de moléculas de agua por unidad fórmula del compuesto. El punto representa en la fórmula una proporción de unidades fórmula del compuesto y de moléculas de agua. Por ejemplo, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ es la fórmula de un hidrato de sulfato de calcio que contiene dos moléculas de agua por cada unidad fórmula de sulfato de calcio. El yeso de París y el cartón de yeso de las construcciones casi siempre están constituidos por este hidrato. Para nombrar los hidratos, el nombre común del compuesto va precedido del término *hidrato de*, al cual se le añade un prefijo para indicar el número de moléculas de agua que están presentes. Utiliza la **tabla 5.5** para encontrar el prefijo correcto que debes usar. El nombre del compuesto que tiene la fórmula $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ es dihidrato de sulfato de calcio.

Al calentar un hidrato se puede eliminar agua, lo cual origina un compuesto **anhidro** en el que se ha eliminado toda el agua. En algunos casos, un compuesto anhidro puede tener un color diferente del de su hidrato, como se ilustra en la **figura 5.9**.

Tabla 5.5 **Prefijos usados para nombrar a los hidratos**

Moléculas de agua	Prefijo
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-
8	octa-
9	nona-
10	deca-

CONCEPTS IN MOTION

Interactive Table Visita glencoe.com para explorar en una tabla interactiva los prefijos para nombrar a los hidratos.

Figura 5.9 El sulfato de cobre(II) pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) se usa como fungicida en los depósitos de agua y sobre algunos cultivos, como las uvas. También se usa con frecuencia para hacer crecer cristales.

El sulfato de cobre(II) pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) es lo mismo que el hidrato de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$), de color azul brillante.

Conforme el $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ se calienta, el agua se evapora.

Finalmente, cuando el agua se ha evaporado, queda $CuSO_4$ anhidro, de color blanco.

CÓMO FUNCIONA

El cemento

Los seres humanos han utilizado materiales de cemento durante miles de años. Las piedras de las pirámides de Egipto que se muestran en la **figura 1**, están pegadas con una mezcla de arena y yeso. El yeso es dihidrato de sulfato de calcio. Cuando este compuesto se calienta, se evapora el agua y se forma un compuesto que tiene una molécula de agua por dos unidades fórmula de sulfato de calcio. A este material se le conoce hoy día como yeso blanco o yeso de París. El cemento es otro material adhesivo.

Figura 1 Pirámides de Egipto.

1 El cemento está formado por una mezcla de piedra caliza y arcilla. Los minerales más importantes que hay en la arcilla son combinaciones de aluminio, oxígeno y silicio, que se conocen como silicatos de aluminio.

2 La mezcla de piedra caliza y arcilla se debe calentar antes de usarla. El calor elimina dióxido de carbono, lo cual permite que se formen nuevos compuestos iónicos. Esta nueva mezcla de silicatos de calcio, aluminatos de calcio y ferratos de aluminio y calcio forma terrones llamados escorias de cemento.

3 La escoria se muele y se mezcla con un poco de sulfato de calcio. A esta mezcla se le llama cemento portland, que se muestra en la **figura 2**.

Figura 2 El cemento portland se introduce en una mezcladora para concreto.

4 El cemento portland es el ingrediente básico del concreto, la argamasa y la lechada. El uso más común para el cemento portland es en la producción de concreto, que se usa para construir carreteras y edificios.

5 El concreto es una mezcla de materiales como arena y grava, cemento portland y agua. Cuando el agua se mezcla con arena, grava y cemento portland, se hidratan los compuestos de silicatos y se forman materiales gelatinosos llamados geles.

6 El proceso de endurecimiento tarda varios días. Durante este tiempo, se elimina parte del agua de los geles que se formaron alrededor de la arena y la grava, a la vez que el hidróxido de calcio absorbe dióxido de carbono del aire para volver a formar carbonato de calcio. Las fibras que se forman a partir de los materiales del cemento se entrelazan y refuerzan el concreto.

Razonamiento crítico

1. **Determina** ¿Cuál es la fórmula del dihidrato de sulfato de calcio que forma el yeso?
2. **Analiza** El aluminato tricálcico se hidrata durante la solidificación del cemento para formar $Ca_3Al_2O_6 \cdot 6H_2O$. ¿Cuál es el nombre de este hidrato?

Interpretación de las fórmulas

Ya aprendiste a escribir una fórmula para representar una unidad fórmula de un compuesto iónico. A veces se necesita representar más de una unidad fórmula de un compuesto. Para ello, coloca un coeficiente antes de la fórmula. Dos unidades fórmula de NaCl se representan como 2NaCl, tres unidades fórmula como 3NaCl, y así sucesivamente.

Una fórmula resume cuántos átomos de cada elemento están presentes. Cada unidad fórmula de cloruro de sodio contiene un ion sodio y un ion cloruro; por tanto, tres unidades fórmula serán equivalentes a tres iones sodio y tres iones cloruro. ¿Cuántos átomos de oxígeno están presentes en $3HNO_3$? Cada unidad fórmula contiene tres átomos de oxígeno, y como existen tres unidades fórmula, en total hay nueve átomos de oxígeno.

Como otro ejemplo, considera cuántos átomos de hidrógeno hay en una unidad fórmula de sulfato de amonio. La fórmula para el sulfato de amonio, un aditivo de alimentos común en el pan, como se muestra en la **figura 5.10**, es $(NH_4)_2SO_4$. Cada ion amonio contiene cuatro átomos de hidrógeno, como en la fórmula hay dos de estos iones, en total están presentes ocho átomos de hidrógeno en una unidad fórmula de sulfato de amonio. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en $3(NH_4)_2SO_4$? Para encontrar esta cantidad tan sólo multiplica los ocho átomos de hidrógeno de una unidad fórmula por tres unidades fórmula: hay en total 24 átomos de hidrógeno.

Figura 5.10 El sulfato de amonio a menudo es añadido a bienes al horno como un acondicionador de masa. La ayuda de acondicionadores de masa asegura que el pan se elevará uniformemente, sobre todo en casos donde los volúmenes grandes de masa están siendo mezclados.

Sección 5.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La posición de un elemento en la tabla periódica indica la carga que tendrán los iones que forma.
- Los compuestos iónicos binarios se nombran primero con el nombre del elemento no metálico, cambiando su terminación por *-uro* (excepto en el caso de los compuestos binarios con oxígeno en cuyo caso se nombran como *óxido*) a continuación añade la preposición *de* y luego se nombra el elemento metálico.
- Los subíndices en las fórmulas indican cuántos átomos de cada elemento están presentes en un compuesto.
- Los iones poliatómicos se pueden combinar con iones de carga contraria para formar compuestos iónicos.
- La mayoría de los elementos de transición pueden formar dos o más iones con carga positiva. El número de oxidación del elemento de transición se indica con un número romano entre paréntesis.
- Los hidratos son compuestos iónicos que tienen unidas moléculas de agua.

7. Idea PRINCIPAL **Explica** por qué los compuestos iónicos no conducen la electricidad cuando están en estado sólido.

8. Escribe las fórmulas de cada uno de los siguientes compuestos iónicos.

a) carbonato de manganeso(II)
b) dihidrato de yoduro de bario
c) óxido de aluminio
d) sulfito de magnesio
e) nitrato de amonio
f) cianuro de sodio

9. Nombra el compuesto iónico representado por cada una de las fórmulas.

a) Na_2SO_4
b) CaF_2
c) $MgBr_2 \cdot 6H_2O$
d) Na_2CO_3
e) $KMnO_4$
f) $Ni(OH)_2$
g) $NaC_2H_3O_2$

10. Interpreta ¿Qué información te proporciona la fórmula $3Ni(HCO_3)_2$ en cuanto al número de átomos que hay de cada elemento?

11. Infiere El nitrato de calcio ($Ca(NO_3)_2$), un compuesto iónico que se usa en fertilizantes, es soluble en agua. ¿Cuáles iones se liberan del sólido a medida que se disuelve el $Ca(NO_3)_2$? ¿Cuántos iones de cada tipo se liberan por cada unidad fórmula que se disuelve?

12. Examina los ingredientes que se indican en un tubo de pasta dental. Escribe las fórmulas que puedas con los nombres de esos ingredientes. Clasifica cada ingrediente como un compuesto iónico o covalente. Identifica si cada ingrediente es o no un compuesto iónico.

Sección 5.2

Objetivos

- **Comparar** las propiedades de las sustancias iónicas y moleculares.
- **Distinguir** entre los alótropos de un elemento.
- **Aplicar** fórmulas para nombrar los compuestos moleculares.

Revisión de vocabulario

anhidro: un compuesto en el que toda el agua ha sido removida, generalmente por calentamiento

Vocabulario nuevo

destilación
elemento molecular
alótropo
compuesto orgánico
compuesto inorgánico
hidrocarburo

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Compuestos covalentes

Idea PRINCIPAL En los compuestos covalentes, los átomos se mantienen unidos porque comparten electrones.

Vínculo con el mundo real ¿Cuántos compuestos puedes nombrar que sean líquidos o gases a la temperatura ambiente normal? El agua, el dióxido de carbono y el amoniaco son tan sólo unos pocos ejemplos. Dado que la mayor parte de los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, es muy posible que cualquiera de los compuestos que consideres sea miembro del otro tipo principal de compuestos descritos en el capítulo 4: los compuestos covalentes.

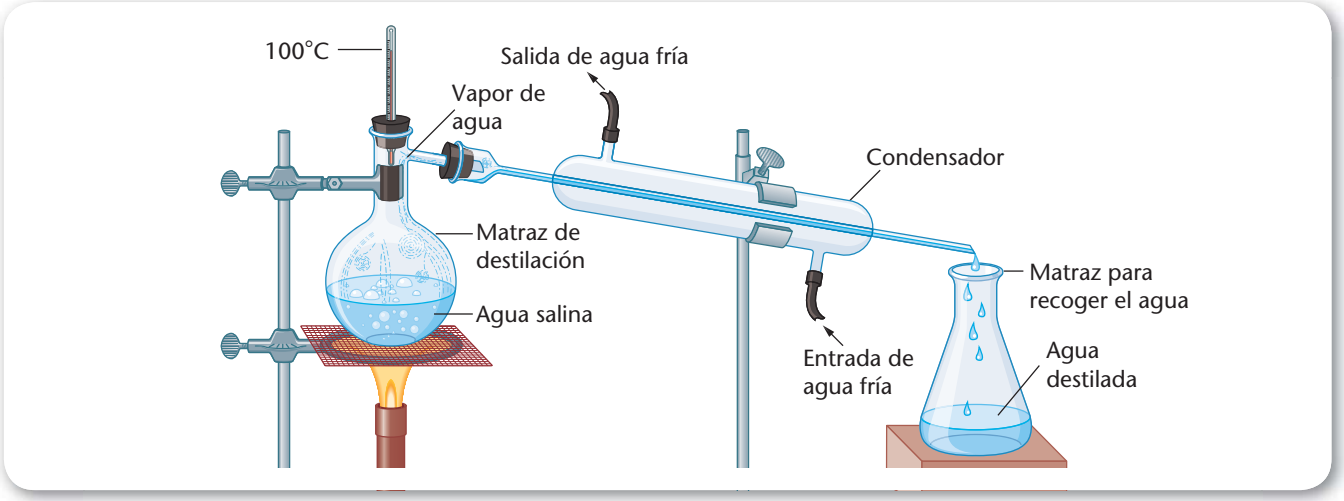
Propiedades de las sustancias moleculares

Ya sabes que los compuestos iónicos comparten muchas propiedades. Pues bien, los compuestos covalentes —son aquellos donde los átomos están unidos por enlaces covalentes más que iónicos— tienen propiedades más variadas que las de los compuestos iónicos. Algunos compuestos covalentes son suaves, como el plástico de polietileno y las grasas de la mantequilla; otras son elásticas, como el hule, o duras, como el cuarzo y el diamante.

Comparación entre los compuestos iónicos y covalentes Aunque las propiedades de los compuestos covalentes son muy variadas, se pueden hacer algunas generalizaciones para diferenciarlas de los compuestos iónicos. Los compuestos covalentes tienen puntos de fusión bajos y la mayoría no son tan duras como los compuestos iónicos (**figura 5.11**). Además, a diferencia de los compuestos iónicos, la mayoría de las sustancias moleculares son menos solubles en agua y son no electrólitos.

Las propiedades de estos dos tipos de sustancias son lo bastante distintas como para que estas diferencias sirvan para separarlas y clasificarlas. La separación de agua y de sal por destilación es un ejemplo de cómo se aprovechan esas diferencias en sus propiedades. La **destilación** es el método de separación de sustancias de una mezcla por evaporación de un líquido y subsecuente condensación de su vapor. Como ya sabes, los destiladores solares utilizan este método. En la **figura 5.12** se ilustra un simple aparato de destilación de laboratorio.

Figura 5.11 Los crayones están constituidos por compuestos covalentes. Son suaves e insolubles en agua. Si has dejado crayones al sol, sabrás que también tienen bajo punto de fusión.



■ **Figura 5.12** Un compuesto iónico soluble, como el NaCl, se puede separar del agua por medio de un aparato de destilación como éste. Cuando el agua salina se hierve en el matraz de destilación, el agua se transforma en vapor y la sal permanece en el recipiente. El vapor pasa a través de un refrigerante (o condensador de agua fría), donde se condensa como agua destilada pura. El agua destilada se recoge en matraces.

¿Cómo influye la estructura submicroscópica de las sustancias moleculares sobre sus propiedades macroscópicas? Como no hay iones, no se forman redes unidas por la atracción de cargas opuestas. A menudo las fuerzas entre las moléculas de las partículas son débiles y se rompen con facilidad. Estas fuerzas débiles explican por qué la mayoría de las sustancias moleculares son suaves y de bajos puntos de fusión. La mayoría de estas sustancias son no electrólitos porque no forman iones con facilidad.

MiniLab 5.2

Enlaces químicos en los huesos

¿Cómo puedes determinar el tipo de enlaces químicos que se presentan en los huesos? El calcio es una parte importante de la estructura de los huesos y del cascarón de huevo. Si un hueso se remoja en vinagre por varios días, cambia su estructura. El vinagre contiene ácido acético, el cual reacciona con los compuestos de calcio del hueso y forma acetato de calcio.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Separa de la carne un hueso pequeño de **pollo crudo**.
3. Coloca el hueso en un **vaso de precipitados**, cúbrelo con **vinagre** y tapa el vaso con un **vidrio de reloj**.
4. Rotula el vaso con tu nombre y déjalo durante dos días en el sitio que indique tu profesor.
5. Con unas **pinzas** saca el hueso del vaso y ponlo sobre una **toalla de papel**. Examina el hueso para ver si presenta algún cambio.
6. Regresa el hueso al vinagre y déjalo en remojo por dos días más. Repite el paso 5.
7. Desdobla un **clip**, sujétalo con unas pinzas y humedécelo con la solución de vinagre. En seguida, ponlo en la flama azul de un **mechero Bunsen**. Si en el vinagre hay calcio presente, al probarlo en la flama dará un color rojo anaranjado.

Análisis

1. **Describe** los cambios en las propiedades del hueso después de dos y de cuatro días.
2. **Infiere** Si la prueba de la flama confirma que hay iones calcio en el vinagre, ¿cuál es la posible fuente de calcio?
3. **Concluye** ¿Qué puedes concluir acerca del efecto de los compuestos de calcio iónico sobre las propiedades del hueso? ¿Las propiedades del calcio en el hueso se correlacionan con las de los compuestos iónicos típicos?
4. **Explica** ¿De qué manera las propiedades del hueso remojado reflejan la presencia de compuestos covalentes en el hueso?

QUIMILAB

COMPUESTOS IÓNICOS O COVALENTES

Contexto

A simple vista no puedes decir que el compuesto de una muestra es del tipo iónico o molecular porque ambos compuestos pueden tener la misma apariencia. Sin embargo, se pueden hacer pruebas sencillas para clasificar a los compuestos según su tipo, ya que cada uno tiene un conjunto de propiedades particulares que comparten la mayoría de sus integrantes. Por lo general, los compuestos iónicos son duros, quebradizos y solubles en agua, tienen altos puntos de fusión y pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua. Los compuestos moleculares pueden ser suaves, duros o flexibles, por lo general, son menos solubles en agua, tienen puntos de fusión bajos y cuando están disueltos en agua no pueden conducir la electricidad.

Pregunta

¿Cómo puedes identificar a los compuestos iónicos y moleculares por sus propiedades?

Objetivos

- **Examinar** las propiedades de varias sustancias comunes.
- **Interpretar** los datos de las propiedades de las sustancias para clasificarlas como iónicas o moleculares.

Preparación

Materiales

portaobjetos de vidrio
lápiz graso o crayón
parrilla de calentamiento
espátula
4 vasos pequeños de precipitados (50 o 100 mL)
varilla de agitación
balanza
aparato para medir conductividad
probeta graduada, pequeña
termómetro (con graduación mayor de 150°C)
4 muestras de 1 a 2 g de cualesquiera de las siguientes sustancias: sustituto de sal (KCl), fructosa, aspirina, parafina, urea, sal de mesa, azúcar de mesa, sal de Epson

Medidas de seguridad

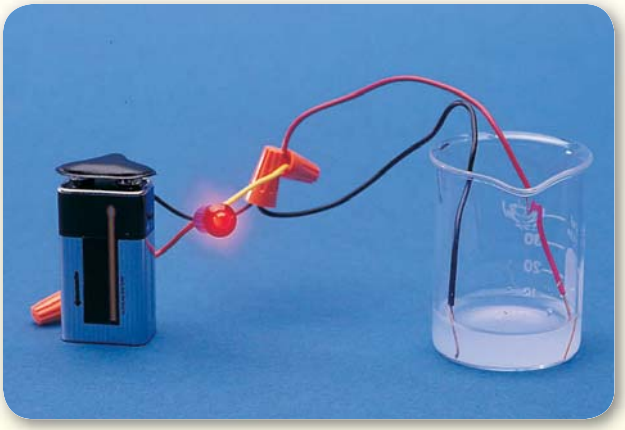
PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado al manipular los objetos calientes.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Con un lápiz graso o crayón traza varias líneas en un portaobjetos para dividirlo en cuatro partes. Rotula cada parte con las letras A, B, C y D.
3. Haz una tabla semejante a la que se muestra para datos y observaciones.
4. Con una espátula coloca una décima parte (0.1 a 0.2 g) de la primera sustancia en la parte A del portaobjetos.
5. Repite el paso 4 con las otras tres sustancias en las partes B, C y D. Asegúrate de limpiar la espátula luego de tomar cada muestra. Anota en tu tabla de datos qué sustancia pusiste en cada parte del portaobjetos.
6. Coloca el portaobjetos en una parrilla de calentamiento. Coloca el control de calor en la posición media y empieza a calentar.
7. Coloca un termómetro sobre el cubreobjetos de modo que apenas se apoye el bulbo. Cuida de no revolver los compuestos.

Determinación del punto de fusión

8. Continúa calentando hasta que se alcance la temperatura de 135°C. Examina cada parte del portaobjetos y anota las sustancias que se hayan fundido. Apaga la parrilla de calentamiento.
9. Marca cuatro vasos con los nombres de tus cuatro sustancias.
10. Pesa cantidades iguales (1-2 g) de cada una de las cuatro sustancias y coloca las muestras en sus respectivos vasos.
11. Añade a cada vaso 10 mL de agua destilada.
12. Agita cada sustancia con una varilla limpia. Anota en tu tabla si la muestra se disolvió completamente o no.
13. Con un dispositivo para medir conductividad prueba en cada sustancia la presencia de electrólitos. Anota cuál de ellas actúa como conductor.



Análisis y conclusiones

1. **Interpreta las observaciones** ¿Qué les ocurre a los enlaces que hay entre las moléculas cuando una sustancia se funde?
2. **Compara y contrasta** ¿Todos los compuestos se funden a la misma temperatura?
3. **Clasifica** Completa tu tabla de datos clasificando cada una de las sustancias de prueba como compuesto iónico o molecular de acuerdo con tus observaciones.

Aplicación y evaluación

1. **Contrasta** ¿Qué diferencias existen entre las propiedades de los compuestos iónicos y los moleculares?
2. **Compara** ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos iónicos en comparación con los de los compuestos moleculares? ¿Qué factores influyen en el punto de fusión?
3. **Explica** Las soluciones de algunos compuestos moleculares son buenas conductoras de la electricidad. Explica por qué es cierto esto, aun cuando se requieren iones para conducir la electricidad.

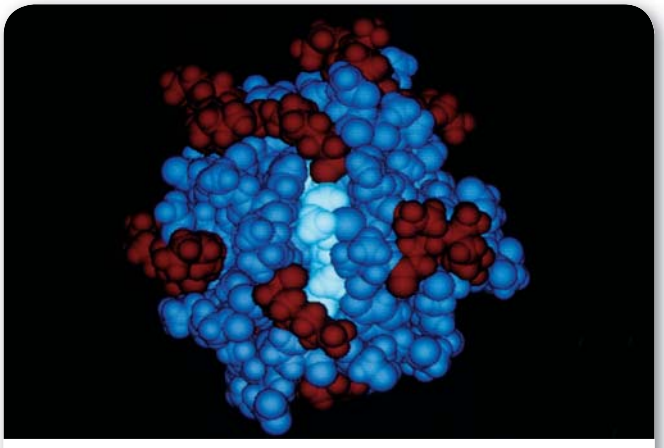
CONTINÚA INDAGANDO

Infiere Considera una mezcla de arena, sal y agua. Diseña un experimento en que hagas uso de las diferencias en las propiedades de estos materiales para separarlos.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Sustancia	¿El compuesto se funde?	¿El compuesto se disuelve en agua?	¿La solución conduce electricidad?	Clasificación
A				
B				
C				
D				



El citocromo c contiene varios miles de átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre unidos por enlaces covalentes.

El citocromo c se encuentra en todas las células vivas que aportan energía al degradar moléculas de alimento en presencia de oxígeno. Se encuentra en grandes cantidades en el tejido muscular que se somete a mucho ejercicio.

■ **Figura 5.13** Las sustancias covalentes pueden ser tan simples como dos átomos unidos entre sí, como el hidrógeno elemental (H_2) y el yodo (I_2). Estas moléculas sencillas difieren mucho, en tamaño, de moléculas grandes y complejas, como el citocromo *c*, que se encuentra en todos los organismos vivos.

Elementos moleculares

Las moléculas son de tamaños muy distintos. Pueden contener sólo dos átomos o miles de millones de ellos, como se muestra en la **figura 5.13**. La mayor parte de los elementos se encuentran en la naturaleza combinados con otro elemento; es decir, existen en forma de compuestos. Sin embargo, en algunos casos se pueden unir dos o más átomos del mismo elemento y formar una molécula. A la molécula que se forma por la unión de átomos del mismo elemento se le llama **elemento molecular**. Observa que los elementos moleculares no son compuestos: contienen átomos de un solo elemento. ¿Por qué los átomos de estos elementos se unen con facilidad a átomos idénticos? Cuando están unidos, cada átomo logra la estabilidad de la configuración electrónica de un gas noble.

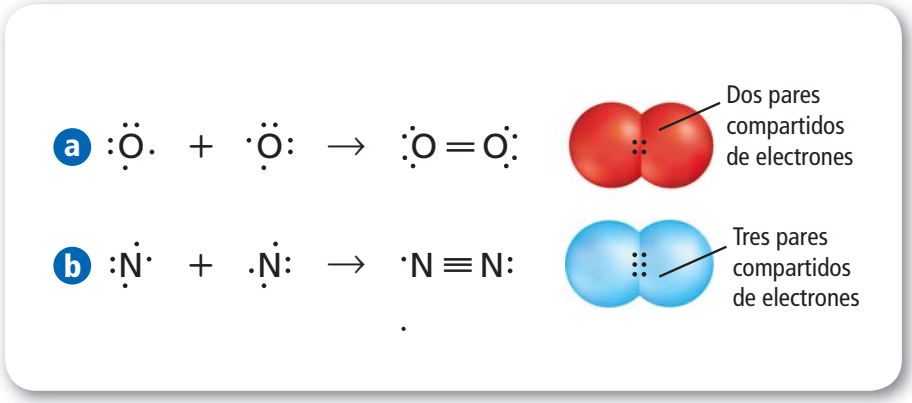
FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable

Elementos diatómicos Siete de los elementos no metálicos se encuentran en forma natural como elementos moleculares de dos átomos idénticos; es decir, su estado natural es diatómico. Estos elementos son hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, bromo y yodo, cuyas fórmulas moleculares respectivas son H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, I_2 y Br_2. A estas moléculas se les describe como elementos diatómicos. Con excepción del bromo y yodo, todos son gases a temperatura ambiente; el Br_2 es líquido y el I_2 es sólido.

¿Qué puedes aprender al examinar las estructuras de los elementos diatómicos? Los diagramas de Lewis ofrecen algunas pistas. Por ejemplo, el átomo de cloro tiene siete electrones de valencia y necesita uno más para alcanzar la configuración noble del gas argón. Si se combinan dos átomos de cloro, comparten un solo par de electrones, y cada átomo adquiere la configuración estable del octeto.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:$$

Las moléculas de hidrógeno, flúor, bromo y yodo también se forman al compartir un solo par de electrones. Dos átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones para formar O_2, mientras que dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones para formar N_2. En la **figura 5.14** se muestra el enlace doble en O_2 y el enlace triple en N_2.



■ **Figura 5.14** Se forman enlaces covalentes múltiples cuando dos átomos comparten más de un par de electrones. **a.** Dos átomos de oxígeno forman un enlace doble. **b.** Entre dos átomos de nitrógeno se forma un enlace triple.

Alótropos Las moléculas formadas por un solo elemento y que tienen distinta estructura cristalina o molecular se llaman **alótropos**. Por lo general, sus propiedades son distintas aunque contengan el mismo elemento, lo cual se debe a que la estructura puede ser más importante que la composición para determinar las propiedades de las moléculas.

Alótropos de fósforo El fósforo tiene tres alótropos comunes: blanco, rojo, y negro. Todos son formados de las moléculas P_4 que son unidas de formas diferentes, dando a cada alótropo una estructura única y propiedades particulares. En la **figura 5.15** se comparan los alótropos de fósforo, blanco y rojo.

Alótropos de carbón El carbón se encuentra como varios alótropos importantes con propiedades diferentes. El diamante es un cristal en el cual los átomos de carbón son sostenidos rígidamente en el espacio en una red tridimensional. En el grafito, los átomos de carbón se mantienen unidos estrechamente en láminas planas que pueden deslizarse entre ellas. Esta propiedad hace el grafito suave y grasiento por lo que es útil como un lubricante seco en cerraduras.

Otro juego de alótropos de carbón, los fullerenos, consiste en racimos de átomos de carbón. Estas moléculas son excepcionalmente estables y tienen una excitante área de investigación para los químicos debido a su empleo potencial como superconductores. En la sección Química y tecnología de las páginas 174 a 176 se analizan con más profundidad los alótropos de carbono.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Alótropo
Viene del griego *allos*, que significa *otro*, y *tropos*, que significa *camino*.

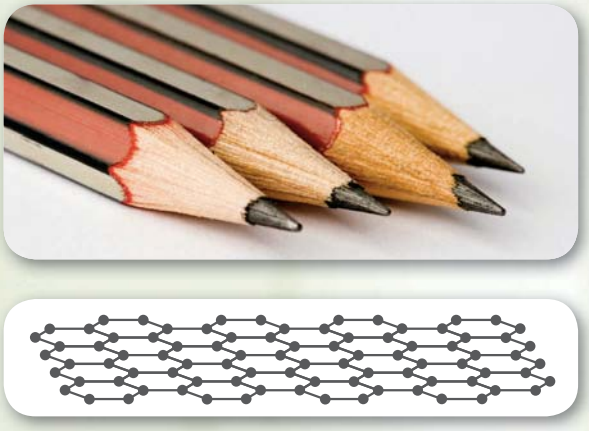
Fósforo blanco

Fósforo rojo

■ **Figura 5.15** El fósforo blanco y el fósforo rojo son los alótropos más comunes del fósforo. El fósforo blanco se inflama en el aire de manera espontánea, mientras que el fósforo rojo no se inflama a menos que entre en contacto con una flama. Ésta es la razón por la que el fósforo blanco debe almacenarse en agua y el fósforo rojo se usa en las cajas de cerillas o en las cerillas de seguridad.

Alótropos de carbono: del hollín a los diamantes

El carbono es el elemento más versátil para formar alótropos. Organizados o no, los átomos de carbono pueden adoptar un número increíble de arreglos, cada uno distinto de otro y que forman un alótropo diferente. Con toda su diversidad, estas sustancias tienen una cosa en común: están constituidas sólo por átomos de carbono unidos por enlaces covalentes.



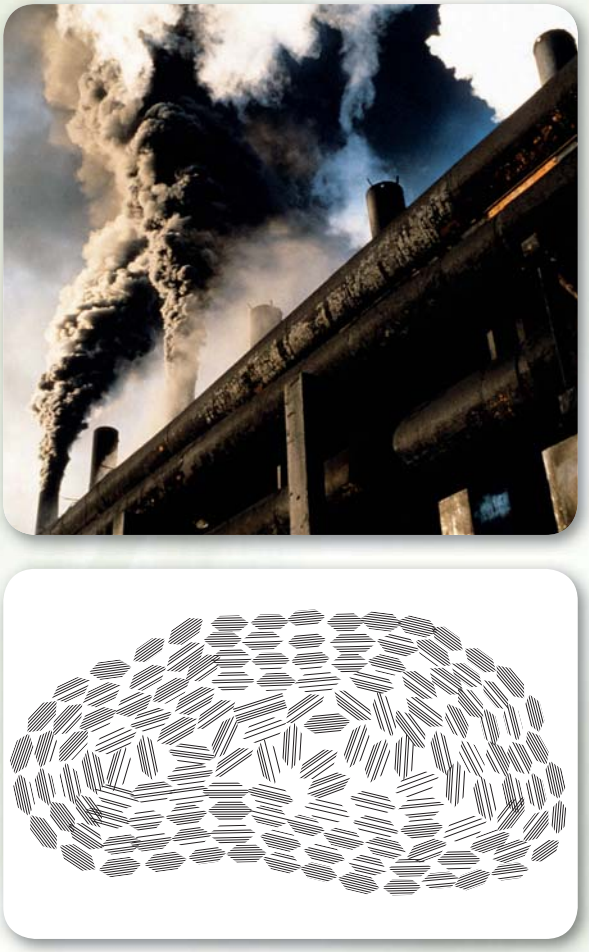
■ **Figura 1** El grafito y su estructura.

El grafito

La forma más común del carbono es el grafito, que se muestra en la **figura 1**. Mezclado con un poco de arcilla y moldeado como una barra, se convierte en la puntilla de un lápiz. Observa la estructura del grafito en la **figura 1**. Como puedes ver, los átomos de carbono se entrelazan formando una lámina continua de hexágonos (figuras de seis lados). Observa que cada átomo de carbono se conecta con tres hexágonos distintos. Es obvio que la estructura del grafito está bien organizada. Los hexágonos se organizan en capas unidas holgadamente. Esta holgura entre las capas permite que el grafito se pueda utilizar en las puntillas de los lápices. Cuando escribes, la superficie del papel tira de las laxas capas de átomos de carbono.

Negro de humo

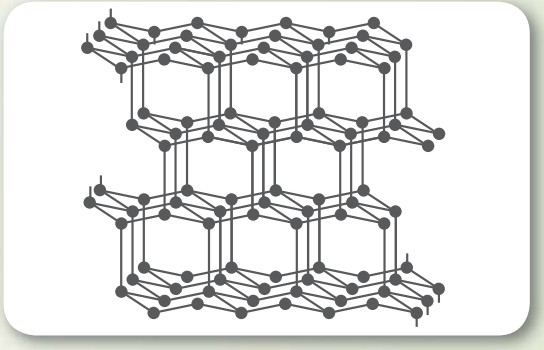
El negro de humo o carbón constituye la mayor parte del hollín que se recoge de las chimeneas y se convierte en un riesgo de incendio. Se forma debido a la combustión incompleta de los compuestos hidrocarbonados, como se muestra en la **figura 2**. Cada fragmento microscópico del negro de humo está formado por millones de fragmentos amontonados de capas de átomos de carbono, como se muestra en la **figura 2**. Sin embargo, las capas no tienen la organización del grafito, lo cual le da al negro de humo su estructura amorfa. El negro de humo se utiliza en la producción de tintas para impresión y en los productos de hule.



■ **Figura 2** Formación del negro de humo y su estructura.

El diamante

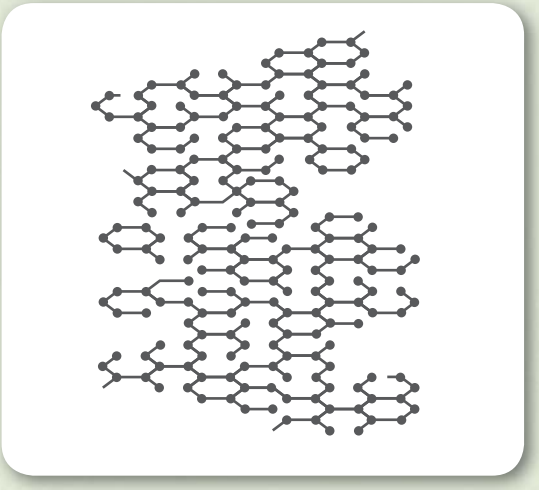
El diamante es otro alótropo del carbono elemental, como se muestra en la **figura 3**. El diamante es la sustancia natural más dura. Con frecuencia se utiliza en las puntas de las cortadoras y los taladros. ¿La estructura del diamante puede explicar su dureza? Observa el modelo del diamante en la **figura 3**. Cada átomo del mismo elemento está unido a cuatro átomos de carbono, que a su vez, están unidos a otros cuatro átomos del mismo elemento. El diamante es una de las sustancias mejor organizadas. De hecho, cada diamante es una gigantesca molécula de átomos de carbono. Esta organización de átomos unidos por enlaces covalentes explica la dureza del diamante. Si tratas de escribir con un diamante, sólo romperás el papel porque las capas de átomos de carbono no se dislocan como en el caso del grafito. Los átomos de carbono del diamante se organizan de esa forma en condiciones extremas de temperatura y presión, con frecuencia a profundidades de 200 km y durante mucho tiempo.



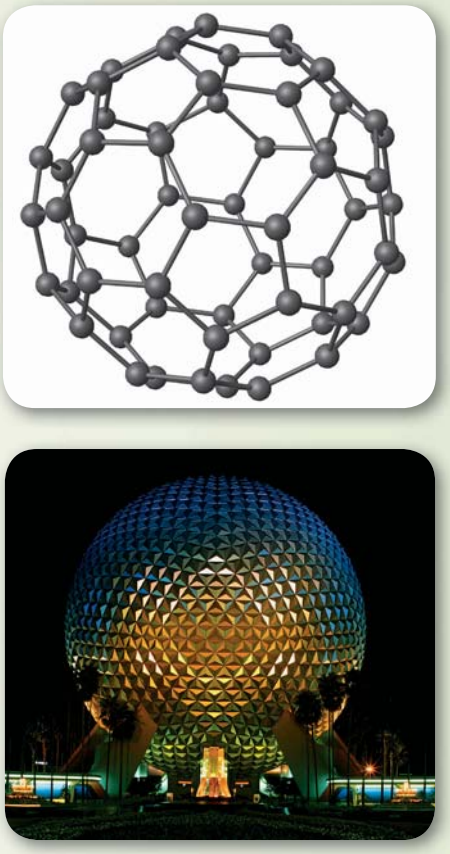
■ **Figura 3** La dureza del diamante se debe a la gran organización en su estructura.

Los carbones

Los carbones —del tipo con el que dibujas o con el que cocinas— son otro tipo de moléculas de carbono que no están bien organizadas. Los carbones se producen debido a la combustión de materia orgánica. Si examinas bien un trozo de carbón, podrás ver que es muy poroso. Todos esos poros, marcas de hoyos y agujeros le dan al carbón una gran área de superficie. Cierto tipo de carbón, llamado carbón activado, puede tener hasta 1 000 m^2 de área de superficie por gramo. Esta propiedad se utiliza para filtrar agua, como se muestra en la **figura 4**. Las moléculas, átomos y los iones responsables de los olores y sabores indeseables del agua, son retenidos por la superficie del carbón activado cuando el agua pasa a través de este filtro.



■ **Figura 4** El carbón tiene una estructura porosa, que le da utilidad en filtros.



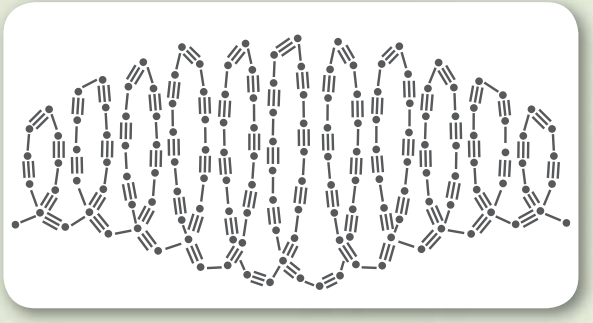
■ **Figura 5** Modelo del buckminsterfullereno y un domo geodésico.

Fullerenos

En la **figura 5** se muestra un modelo del buckminsterfullereno, C_{60}, nombrado así en honor del ingeniero y arquitecto Buckminster Fuller, quien inventó el domo geodésico que se muestra en la **figura 5**. Tanto el domo como la molécula son muy estables. La molécula pertenece a un grupo de alótropos de carbono bastante organizados llamados fullerenos. El buckminsterfullereno también llamados buckybalones, se descubrió en el hollín, en 1985, y en 1991 se confirmó su forma de balón de futbol. A partir de entonces, se han descubierto fullerenos naturales o se han producido artificialmente. Los fullerenos tienen fórmulas moleculares con números pares, como C_{70} y C_{78}. Las moléculas de algunos fullerenos son esferas huecas y las de otros son tubos huecos. Las estructuras de los fullerenos en forma de jaula son muy flexibles. Después de estrellarlas en placas de acero a velocidades de 7 000 m/s (cerca de 16 000 millas/hora), las moléculas de C_{60} rebotan con su forma original intacta.

Carbono acetilénico lineal

Este alótropo de carbono en forma de hebra mostrado en la **figura 6** está organizado en largas espirales de átomos de carbono unidos. Cada espiral contiene de 300 a 500 átomos de carbono. Este compuesto se produce disparando un láser sobre una barra de grafito colocada dentro de un recipiente de vidrio lleno de gas argón. El alótropo salpica las paredes del vidrio de donde se recoge. Como estos filamentos de carbono conducen la electricidad, se pueden utilizar en microelectrónica. Eventualmente, algunos carbonos acetilénicos lineales pueden formar fullerenos, mientras que otros pueden formar hollín.



■ **Figura 6** Modelo de carbono acetilénico lineal.

Análisis de la tecnología

1. **Aplica** A partir de sus estructuras, predice cómo se clasifican el buckminsterfullereno, el diamante y el grafito en orden creciente de densidad de masa. Explica esto.
2. **Razonamiento crítico** ¿Cómo describirías una molécula de buckminsterfullereno, una de carbono acetilénico lineal y una de diamante?
3. **Adquiere información** ¿Qué usos podrían asignárseles a los fullerenos y a los carbonos acetilénicos lineales?

Figura 5.16 En este purificador de agua, se burbujea ozono a través de agua en un tanque cilíndrico de 3.048 m de altura y 0.0508 m de circunferencia. El ozono mata a los microorganismos porque reacciona con una gran cantidad de moléculas biológicas.

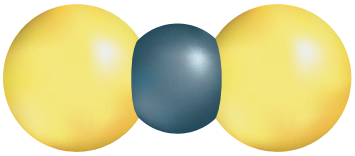
Alótropos de oxígeno El oxígeno que respiramos es oxígeno diatómico, O_2. Aunque esta forma de oxígeno es la más común en la atmósfera, el oxígeno también existe como O_3, ozono. La estructura del ozono consiste en tres átomos de oxígeno en lugar de dos átomos, como en el oxígeno diatómico.

Como el oxígeno diatómico, el ozono ocurre naturalmente. Puedes haber olido durante una tormenta eléctrica el olor agudo de ozono que se formó en la atmósfera por la acción del relámpago. El relámpago y la luz ultravioleta pueden ambos proporcionar la energía de convertir el oxígeno diatómico al ozono. Las pequeñas cantidades de ozono también son formadas en televisores o monitores de ordenador cuando una descarga eléctrica pasa a través del oxígeno en el aire. ¿Alguna vez lo has olido estando sentado cerca de la pantalla? Como el ozono es dañino a seres vivos, es aconsejable que no te sientes cerca del televisor u ordenador.

Aunque el ozono formado cerca de la superficie de la Tierra sea un componente indeseable de niebla tóxica, el ozono también tiene muchos empleos, como el purificador de agua mostrado en la **figura 5.16**. La capa de ozono se encuentra en la parte alta de la atmósfera de la Tierra, esta capa es de gran ayuda porque protege a los seres vivos de la radiación dañina ultravioleta del sol.

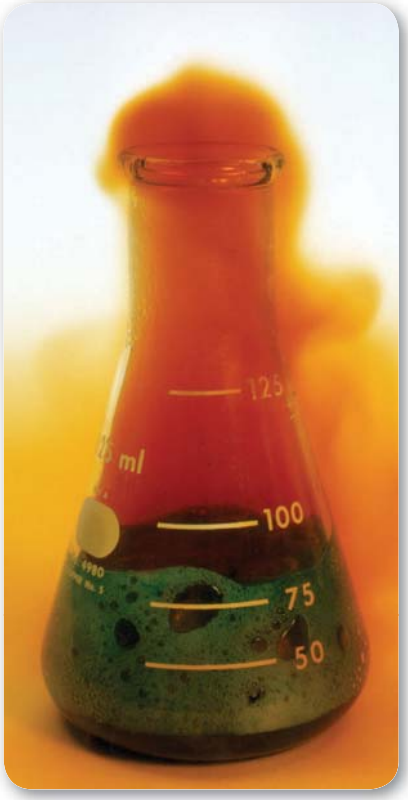
Fórmulas y nombres de los compuestos moleculares

Los compuestos moleculares constituyen un grupo grande; ya se conocen millones de compuestos moleculares y los científicos están tratando de descubrir o crear muchos otros. ¿De qué forma se puede empezar a estudiar tantos compuestos? Antes de que puedas estudiar sus estructuras y propiedades y aprendas cómo estas propiedades determinan sus usos, debes ser capaz de nombrar y escribir las fórmulas de estos compuestos. Por suerte, los químicos han inventado un sistema para nombrar los compuestos moleculares que se fundamenta en un número mucho menor de reglas que el de los compuestos que existen.



■ **Figura 5.17** El compuesto representado por la fórmula CS_2 se llama disulfuro de carbono porque dos átomos de azufre están unidos con un carbono.

■ **Figura 5.18** El ácido nítrico y el cobre reaccionan para producir una nube densa, color café, de dióxido de nitrógeno gaseoso. El dióxido de nitrógeno es un contaminante del aire que se encuentra en el esmog.



Nomenclatura de los compuestos inorgánicos binarios Las sustancias pueden ser orgánicas o inorgánicas. Los compuestos que contienen carbono, con pocas excepciones, se clasifican como **compuestos orgánicos**. Los compuestos que no contienen carbono se llaman **compuestos inorgánicos**. ¿Cómo están unidos los compuestos inorgánicos? Si estos compuestos tienen sólo dos elementos no metálicos, se unen por enlaces covalentes y se dice que son moléculas binarias.

El sufijo *-uro* Para denominar estas moléculas binarias, escribe el nombre del primer no metal seguido del nombre del segundo no metal terminado en *-uro*. ¿Cómo saber cuál elemento se escribe primero? Primero escribes el elemento que esté más a la izquierda en la tabla periódica, con excepción de algunos compuestos que contienen hidrógeno. Si los dos elementos son del mismo grupo, nombra primero al elemento que esté más alejado del final de la tabla periódica. Por ejemplo, el dióxido de azufre es un compuesto que contiene azufre y oxígeno. El azufre es llamado primero porque está más cercano al inferior de la tabla periódica que el oxígeno.

Indicación del número de átomos Sin embargo, como los átomos no metálicos pueden compartir distinto número de pares de electrones, se pueden formar varios compuestos diferentes a partir de los mismos dos elementos no metálicos. Por tanto, es necesario dar un paso adicional para darle un nombre preciso a una molécula. Para nombrar correctamente al compuesto, añade un prefijo al nombre de cada elemento para indicar cuántos átomos de cada elemento están presentes en el compuesto. Aquí se usan los mismos prefijos que se utilizaron para indicar el número de moléculas de agua en los hidratos. Por ejemplo, CS_2 se llama disulfuro de carbono (**figura 5.17**). Consulta la **tabla 5.5** para repasar estos prefijos.

Otras cuantas reglas ayudan a denominar los compuestos moleculares. Por lo general, se omite el prefijo *mono* si sólo se enumera un átomo del *primer* elemento. Además, si las combinaciones de las vocales *o-o* o *a-o* se juntan en el nombre, se omite la primera vocal del par para simplificar la pronunciación. Así, el monóxido de mononitrógeno, NO, se llama monóxido de nitrógeno.

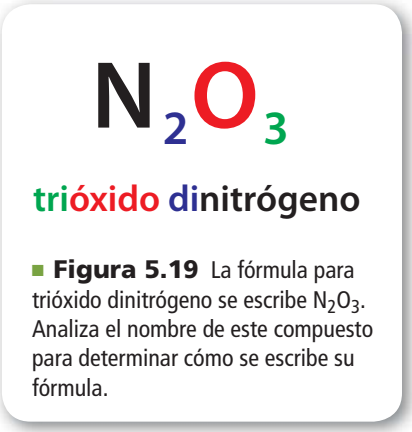
Ahora estás listo para practicar con los nombres de los compuestos moleculares, como el gas de color café, dióxido de nitrógeno (NO_2), que se muestra en la **figura 5.18**. Al combinarse distinto número de átomos de nitrógeno y oxígeno se forman varias moléculas distintas. Observa sus fórmulas en la primera columna de la **tabla 5.6** y trata de nombrarlas sin ver los nombres incluidos en la segunda columna.

Tabla 5.6 Fórmulas y nombres de compuestos moleculares

Fórmula	Nombre
NO	Monóxido de nitrógeno
NO_2	Dióxido de nitrógeno
N_2O	Monóxido de dinitrógeno
N_2O_5	Pentóxido de dinitrógeno

Escritura de la fórmula a partir del nombre Analiza dos compuestos que contienen carbono y oxígeno. El carbono que se encuentra en la madera se transforma en dióxido de carbono cuando ésta se quema por completo. La fórmula de este producto es CO_2. Si el carbono de la madera no se quema totalmente, se forma monóxido de carbono, un gas muy tóxico. ¿Cuál es su fórmula? Para escribir la fórmula de un compuesto molecular del cual se te proporciona el nombre, escribe primero los símbolos de cada elemento en el orden opuesto con el que se nombra. Después añade el subíndice adecuado en cada elemento que tenga dos o más átomos. Recuerda que los prefijos en el nombre indican cuántos átomos de cada elemento están presentes. Si un elemento no tiene prefijo se entiende que sólo hay un átomo de ese elemento. Por tanto, la fórmula del monóxido de carbono es CO.

Como otro ejemplo, el compuesto hexafluoruro de azufre contiene los elementos azufre y flúor. Como la palabra *azufre* no tiene prefijo, se entiende que sólo hay un átomo de azufre, por lo cual el símbolo S no necesita un subíndice. El prefijo *hexa* te indica que hay seis átomos de flúor en el compuesto, así que se debe añadir el subíndice 6 al símbolo F. La fórmula del hexafluoruro de azufre es SF_6. En la **figura 5.19** se sintetizan las reglas para escribir la fórmula de un compuesto molecular.



■ **Figura 5.19** La fórmula para trióxido dinitrógeno se escribe N_2O_3. Analiza el nombre de este compuesto para determinar cómo se escribe su fórmula.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 858

13. Nombra los siguientes compuestos moleculares.
- **a)** S_2Cl_2
- **b)** CS_2
- **c)** SO_3
- **d)** P_4O_{10}

14. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos moleculares.
- **a)** tetracloruro de carbono
- **b)** heptafluoruro de yodo
- **c)** monóxido de dinitrógeno
- **d)** dióxido de azufre

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con las fórmulas de compuestos covalentes, revisa los problemas adicionales de la página 812.

Nombres comunes Algunos compuestos inorgánicos moleculares tienen nombres comunes que utilizan los científicos en lugar de sus nombres formales. El agua y el amoniaco son dos ejemplos. El nombre químico del agua es monóxido de dihidrógeno, porque cada molécula contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Si quisieras un vaso de agua en un restaurante, ¿pedirías monóxido de dihidrógeno? Probablemente no, sobre todo si tienes mucha sed. La mayoría de la gente no te entendería, porque es un nombre que ni los químicos utilizan para el agua. Aunque los nombres formales de estos dos compuestos, iónicos y moleculares a la vez, son fáciles de escribir cuando aprendes las reglas del lenguaje de la química, en ocasiones hay buenas razones para usar nombres comunes. El nombre que utilices dependerá de quién te escuche.

Concepts In Motion

Interactive Table Visita glencoe.com para explorar en una tabla interactiva los nombres de los ácidos y las bases comunes.

Tabla 5.7 Nombres de ácidos y bases comunes

Fórmula	Nombre
Ácidos	
HCl	Ácido clorhídrico
H_2SO_4	Ácido sulfúrico
H_3PO_4	Ácido fosfórico
HNO_3	Ácido nítrico
$HC_2H_3O_2$	Ácido acético (un compuesto orgánico)
Bases	
NaOH	Hidróxido de sodio
KOH	Hidróxido de potasio
NH_3	Amoniaco

Ácidos y bases comunes Los ácidos y las bases son otros ejemplos de compuestos inorgánicos que se conocen por su nombre común más que por su nombre científico. En la **tabla 5.7** se indican los nombres de ácidos y bases que usarás con frecuencia en los experimentos de laboratorio de química. Aunque no se siguen las reglas que has aprendido, pronto se te harán tan familiares que será fácil recordar sus nombres y fórmulas.

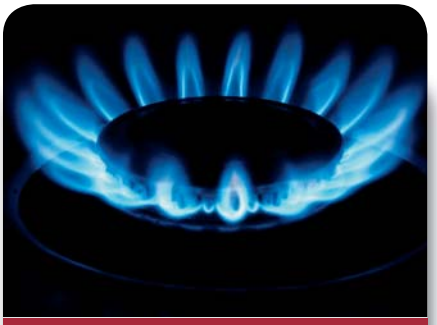
Nomenclatura de los compuestos orgánicos Aprendiste que un compuesto que contiene carbono es un compuesto orgánico. Los compuestos orgánicos forman el grupo más grande de compuestos moleculares conocidos. Ello se debe a que el carbono puede unirse con otros átomos de carbono en anillos y cadenas de muchos tamaños.

Incluso el nombre del compuesto orgánico más complejo se basa en el nombre de un **hidrocarburo**, un compuesto orgánico que sólo contiene los elementos hidrógeno y carbono. Los hidrocarburos se encuentran en forma natural en los combustibles fósiles como el gas natural y el petróleo y se utilizan principalmente como combustibles y materia prima para fabricar otros compuestos orgánicos.

Un átomo de carbono puede formar cuatro enlaces covalentes. En el metano, el hidrocarburo más simple, un solo átomo de carbono se une con cuatro átomos de hidrógeno. El metano es el componente principal del gas natural que quemas cuando enciendes un mechero Bunsen. El siguiente hidrocarburo más simple es el etano, que se forma cuando se unen entre sí dos átomos de carbono con tres átomos de hidrógeno cada uno. Las fórmulas y nombres de las primeras 10 cadenas de hidrocarburos se indican en la **tabla 5.8**. Observa que los nombres de los hidrocarburos se basan en el número de átomos de carbono que tienen las moléculas. ¿Reconoces algunos de estos hidrocarburos? ¿Para qué se utiliza el propano? En la **figura 5.20** se ilustra su estructura y uno de sus usos.

Tabla 5.8 Hidrocarburos

Fórmula	Nombre
CH_4	Metano
C_2H_6	Etano
C_3H_8	Propano
C_4H_{10}	Butano
C_5H_{12}	Pentano
C_6H_{14}	Hexano
C_7H_{16}	Heptano
C_8H_{18}	Octano
C_9H_{20}	Nonano
$C_{10}H_{22}$	Decano



Metano

Propano

■ **Figura 5.20** Aquí se muestran las estructuras del metano y del propano usando modelos de espacios llenos. El metano es el componente principal del gas natural, mientras que el propano se utiliza en las parrillas de gas. Muchos otros hidrocarburos se utilizan como combustible.

Determina *¿Cuántos átomos de carbono hay en el metano? ¿Y en el propano?*

Conexión de ideas Las fórmulas representan la composición conocida de las sustancias reales, pero el hecho de poder escribir una fórmula no significa que el compuesto exista. Por ejemplo, es fácil escribir la fórmula HeP_2, pero este compuesto nunca se ha aislado. Nunca se han encontrado compuestos que contengan los gases nobles helio, neón y argón. En el siguiente capítulo estudiarás los cambios químicos que experimentan los elementos y compuestos y aprenderás a representar estos cambios en el lenguaje de la química.

Sección 5.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Por lo general, los compuestos covalentes tienen bajos puntos de fusión, baja solubilidad en agua y muy pequeña capacidad, o ninguna, para comportarse como electrolitos.
- Algunos elementos existen en diferentes formas estructurales, que reciben el nombre de alótropos.
- Los compuestos covalentes binarios se nombran escribiendo el nombre de los dos elementos en orden inverso al que aparece en la fórmula y se cambia la terminación del primer elemento que se escribe, por la terminación *-uro* (excepto en el caso de los compuestos binarios con oxígeno en cuyo caso se nombran como *óxido*).
- Los prefijos griegos indican cuántos átomos de cada elemento están presentes.
- Los hidrocarburos son compuestos comunes formados por hidrógeno y carbono.

15. Idea PRINCIPAL **Explica**, en términos de estructura electrónica, por qué es frecuente que el carbono forme cuatro enlaces.

16. Escribe el nombre del compuesto molecular representado por cada fórmula.

a) BF_3
b) PBr_5
c) C_2H_6
d) IF_7
e) NO
f) SiO_2

17. Explica qué son los alótropos y menciona dos ejemplos.

18. Aplica Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos moleculares.

a) monóxido de carbono
b) pentacloruro de fósforo
c) hexafluoruro de azufre
d) pentóxido de dinitrógeno
e) tricloruro de yodo
f) heptano

19. Evalúa Un cilindro de una sustancia entregado a una fábrica está rotulado como C_4H_{10}. ¿Cuál es el nombre de la sustancia del cilindro? ¿Cuál es su uso más común?

CAPÍTULO 5

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Existen dos tipos de compuestos: iónicos y covalentes.

Sección 5.1 Compuestos iónicos

Idea PRINCIPAL En los compuestos iónicos los átomos se mantienen unidos por la atracción de iones con cargas opuestas.

Vocabulario

- anhidro (p. 165)
- compuesto binario (p. 153)
- delicuescente (p. 165)
- hidrato (p. 164)
- higroscópico (p. 165)
- ion poliatómico (p. 156)
- número de oxidación (p. 155)
- unidad fórmula (p. 154)

- La posición de un elemento en la tabla periódica indica la carga que tendrán los iones que forma.
- Los compuestos iónicos binarios se nombran primero con el nombre del elemento no metálico, cambiando su terminación por *-uro* (excepto en el caso de los compuestos binarios con oxígeno en cuyo caso se nombran como *óxido*) a continuación añade la preposición *de* y luego se nombra el elemento metálico.
- Los subíndices en las fórmulas indican cuántos átomos de cada elemento están presentes en un compuesto.
- Los iones poliatómicos se pueden combinar con iones de carga contraria para formar compuestos iónicos.
- La mayoría de los elementos de transición pueden formar dos o más iones con carga positiva. El número de oxidación del elemento de transición se indica con un número romano entre paréntesis.
- Los hidratos son compuestos iónicos que tienen unidas moléculas de agua.

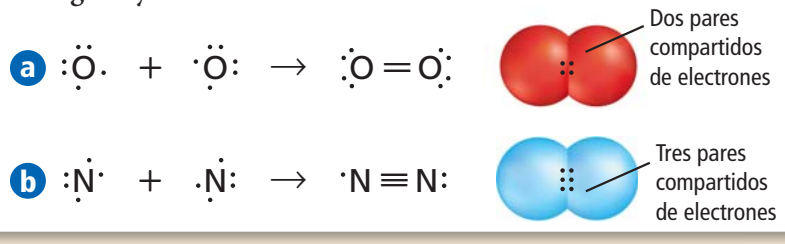
Sección 5.2 Compuestos covalentes

Idea PRINCIPAL En los compuestos covalentes, los átomos se mantienen unidos porque comparten electrones.

Vocabulario

- alótropo (p. 173)
- compuesto inorgánico (p. 178)
- compuesto orgánico (p. 178)
- destilación (p. 168)
- elemento molecular (p. 172)
- hidrocarburo (p. 180)

- Por lo general, los compuestos covalentes tienen bajos puntos de fusión, baja solubilidad en agua y muy pequeña capacidad, o ninguna, para comportarse como electrolitos.
- Algunos elementos existen en diferentes formas estructurales, que reciben el nombre de alótropos.
- Los compuestos covalentes binarios se nombran escribiendo el nombre de los dos elementos en orden inverso al que aparece en la fórmula y se cambia la terminación del primer elemento que se escribe, por la terminación *-uro* (excepto en el caso de los compuestos binarios con oxígeno en cuyo caso se nombran como *óxido*).
- Los prefijos griegos indican cuántos átomos de cada elemento están presentes.
- Los hidrocarburos son compuestos comunes formados por hidrógeno y carbono.



Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

20. De los siguientes compuestos, ¿cuál es iónico y cuál es covalente?
- **a)** sulfato de magnesio.
- **b)** hexano.
- **c)** monóxido de carbono.
- **d)** ozono.
- **e)** cloruro de cesio.
- **f)** cloruro de cobalto(II).

21. Escribe la fórmula de los compuestos iónicos binarios que se forman a partir de cada uno de los siguientes pares de elementos.
- **a)** manganeso(III) y yodo.
- **b)** calcio y oxígeno.
- **c)** aluminio y flúor.

22. Escribe el nombre de cada uno de los siguientes compuestos que contienen iones poliatómicos.
- **a)** $Ca(C_2H_3O_2)_2$
- **b)** NaOH
- **c)** $(NH_4)_2SO_3 \cdot H_2O$
- **d)** $MgSO_4$
- **e)** $NaNO_2$
- **f)** $Ca(OH)_2$

23. Elabora una tabla en la que compares las propiedades de los compuestos moleculares y los compuestos iónicos.

24. Los metales de los siguientes compuestos pueden tener varios números de oxidación. Predice la carga de cada ion metálico y escribe el nombre de cada compuesto.
- **a)** $FeCl_3$
- **b)** CuF_2
- **c)** $AuBr_3$
- **d)** $SnBr_4$
- **e)** FeS
- **f)** $Pb(C_2H_3O_2)_2$

25. ¿Cómo se puede separar el agua de los compuestos iónicos disueltos en ella?

26. Nombra los compuestos covalentes representados por cada una de las siguientes fórmulas.
- **a)** NO
- **b)** IBr
- **c)** N_2O_4
- **d)** CO
- **e)** SiO_2
- **f)** ClF_3

27. ¿Qué le ocurre a la composición de un hidrato cuando se calienta?

Aplicación de conceptos

28. Predice el efecto que tiene aumentar la acidez de la lluvia sobre la velocidad de formación de las cavernas de piedra caliza.

29. ¿Cómo se puede determinar de forma cuantitativa cuál compuesto es más soluble en agua, la sal de mesa, que es un compuesto iónico, o el azúcar común, que es un compuesto covalente?

30. Explica por qué la mayoría de los elementos no se encuentra en su estado puro.

Química cotidiana

31. ¿Qué es el agua dura y cómo se trata?

Conexión con el arte

32. Imagina que un artesano desea cubrir un jarrón de arcilla con un vidriado rosa pálido. ¿Qué material debería agregar al vidriado transparente para lograr este resultado?

Química y tecnología

33. Utiliza la organización estructural del grafito para explicar por qué es un buen lubricante.

Razonamiento crítico

Diseña un experimento

34. MiniLab 1 Diseña un experimento para determinar la mínima cantidad de agua que se requiere para cambiar el color del compuesto de cobalto anhidro, un pronosticador de clima.

Realiza predicciones

35. QuimiLab ¿Cuál esperarías que fuera un mejor electrolito: una solución caliente o una solución saturada fría de KNO_3 en agua? Explica tu respuesta.

Aplica los conceptos

36. El mercurio(I) es particular en el sentido de que a menudo forma un ion que se enlaza con otro ion de mercurio(I). Así, dos iones de mercurio(I) se enlazan y forman una sola unidad. ¿Cuál es la carga de este ion doble? Escribe la fórmula del compuesto que se forma con este ion doble y con cloro.

Capítulo 5 Evaluación

Utiliza una tabla

37. En la tabla siguiente se indican los puntos de fusión de varios compuestos iónicos. ¿Los puntos de fusión de los compuestos de sodio y de potasio aumentan o disminuyen conforme te mueves hacia abajo del grupo 17 en la tabla periódica? ¿Qué sugiere esto acerca de la fuerza de los enlaces entre estos metales y los no metales del grupo 17?

Tabla 5.9 Puntos de fusión de varios compuestos

Compuesto	Punto de fusión (°C)
NaCl	804
NaI	651
KCl	773
KBr	730
NaF	993
KI	680
NaBr	755

Revisión acumulativa

38. ¿Qué diferencias existen entre los cambios físicos y los cambios químicos? (*Capítulo 1*)

39. ¿Cómo se compara el número atómico con el número de electrones de un átomo neutro? (*Capítulo 2*)

40. ¿Cómo se usa la tabla periódica para determinar el número de electrones de valencia de un elemento? (*Capítulo 3*)

ESCRIBIENDO Química

41. Escribe una serie de descripciones donde compares las estructuras de una pelota de futbol, un domo geodésico y un buckminsterfullereno. ¿Su semejanza es sólo una coincidencia?

Prueba de habilidades

42. Construye y utiliza gráficas Usa los datos en la **tabla 5.10**, construye una gráfica del punto de fusión contra el número de carbonos y una gráfica de solubilidad contra el número de carbonos. ¿Cuál es la relación entre la longitud de la cadena (número de átomos de carbono) y el punto de fusión? ¿Puedes explicarlo? ¿Cómo se relacionan la longitud de la cadena y la solubilidad en agua?

Tabla 5.10 Número de carbonos contra el punto de fusión y la solubilidad en agua

Número de átomos de carbono	Punto de fusión (°C)	Solubilidad en agua (g por 100 mL)
1 (metano)	–183	0.0024
2 (etano)	–172	0.0059
3 (propano)	–188	0.012
4 (butano)	–138	0.037
5 (pentano)	–130	0.036
6 (hexano)	–95	0.0138
7 (heptano)	–91	0.0052
8 (octano)	–57	0.0015
9 (nonano)	–54	Insoluble
10 (decano)	–30	Insoluble

Resolución de problemas

43. Escribe las fórmulas del trióxido de fósforo y del pentóxido de fósforo.

a) ¿Qué porcentaje de los átomos del trióxido de fósforo es fósforo? ¿Qué porcentaje es oxígeno?

b) ¿Qué porcentaje de los átomos del pentóxido de fósforo es fósforo? ¿Qué porcentaje es oxígeno?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. El cloruro de bario ($BaCl_2$) es un compuesto binario porque contiene
   a) dos elementos.
   b) dos iones.
   c) dos elementos oxidados.
   d) dos enlaces.

2. Un número de oxidación es
   a) el número de electrones que un átomo puede perder.
   b) el número de electrones que un átomo puede ganar.
   c) la carga total de un átomo.
   d) la carga total de un ion.

3. ¿Por qué el hidrógeno gaseoso raras veces se encuentra en forma elemental, monoatómica, en la Tierra?
   a) El hidrógeno es un elemento poco común.
   b) Es difícil tener acceso a los depósitos de hidrógeno.
   c) El hidrógeno forma compuestos con facilidad.
   d) El hidrógeno es un gas atmosférico poco reactivo.

4. ¿Cuál es la fórmula química correcta para el compuesto iónico formado por el ion calcio (Ca^{2+}) y el ion acetato ($C_2H_3O_2^-$)?
   a) $CaC_2H_3O_2$
   b) $CaC_4H_6O_8$
   c) $(Ca)_2C_2H_3O_2$
   d) $Ca(C_2H_3O_2)_2$

5. El volumen de un átomo está formado principalmente por
   a) protones.
   b) neutrones.
   c) electrones.
   d) espacio vacío.

6. ¿Cuál NO es una medición cuantitativa de un lápiz?
   a) longitud.
   b) masa.
   c) color.
   d) diámetro.

7. La fórmula del sulfato de cobre(II) es
   a) $CuSO_4$
   b) Cu_2SO_4
   c) $Cu_2(SO_4)_2$
   d) CuS_2O_8

Utiliza la tabla de abajo para contestar las preguntas 8 y 9.

Fórmulas y nombres de compuestos comunes que contienen nitrógeno

Fórmula	Nombre del compuesto molecular	Nombre común
?	Monóxido de nitrógeno	Monóxido de nitrógeno
NH_3	?	Amoniaco
?	Tetrahidruro de dinitrógeno	Hidracina
N_2O	?	Óxido nitroso (gas hilarante)
NO_2	?	Dióxido de nitrógeno

8. ¿Cuál es el nombre del compuesto molecular del gas hilarante?
   a) dióxido de mononitrógeno.
   b) dióxido de nitrógeno.
   c) monóxido de dinitrógeno.
   d) óxido de dinitrógeno.

9. ¿Cuál es la fórmula molecular de la hidracina?
   a) N_4H_2
   b) N_2H_4
   c) $N_2(OH)_4$
   d) $N_4(OH)_2$

10. Los elementos del mismo grupo de la tabla periódica tienen igual
    a) número de electrones de valencia.
    b) propiedades físicas.
    c) número de protones.
    d) configuración electrónica.

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	5.1	5.1	4.1	5.1	2.1	1.1	5.1	5.2	5.2	3.2

CAPÍTULO 6

Reacciones y ecuaciones químicas

GRAN Idea **Millones de reacciones químicas dentro y fuera de ti absorben o liberan energía mientras transforman los reactantes en productos.**

6.1 Ecuaciones químicas

Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas representan reacciones químicas.

6.2 Tipos de reacciones

Idea PRINCIPAL Hay cinco tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble y reacciones de combustión.

6.3 Naturaleza de las reacciones

Idea PRINCIPAL Los factores externos modifican la dirección y la velocidad de las reacciones químicas.

Hechos químicos

- La bioluminiscencia es la producción de luz por los seres vivos.
- Las funciones de la bioluminiscencia incluyen la atracción de parejas o presas, la comunicación, el camuflaje y la defensa.
- La bioluminscencia es mucho más común en el mar que en la tierra.
- De acuerdo con una estimación, aproximadamente la mitad de los tipos conocidos de medusas son bioluminiscentes. Casi todas las especies de medusas de mar profundo son bioluminiscentes.

INTRO Lab

Observa una reacción química

¿Qué evidencias puedes observar que demuestren que se está llevando a cabo una reacción química?

Medidas de seguridad

Materiales

- probeta graduada de 10 mL
- vaso de precipitados de 100 mL
- varilla de agitación
- solución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0.01 *M*
- solución de hidrógeno sulfito de sodio ($NaHSO_3$) 0.01 *M*

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Mide 5.0 mL de la solución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0.01 *M* y viértelos en el vaso de precipitados de 100 mL.
3. Mientras agitas, añade 5.0 mL de la solución de hidrógeno sulfito de sodio ($NaHSO_3$) 0.01 *M* a la solución de permanganato de potasio. Anota tus observaciones.
4. Añade lentamente porciones adicionales de 5.0 mL de la solución de $NaHSO_3$ hasta que el $KMnO_4$ se torne incoloro. Anota tus observaciones.
5. Registra el volumen total de la solución de $NaHSO_3$ que utilizaste para hacer que el contenido del vaso de precipitados se tornara incoloro.

Análisis

1. **Infiere** ¿Qué evidencia tienes de que ocurrió una reacción química?

Investiga ¿Habría pasado algo si hubieras continuado agregando solución de $NaHSO_4$ al vaso de precipitados? Explica tu respuesta.

FOLDABLES® Organizador de estudio

Reacciones químicas Haz el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar la información sobre cómo se clasifican las reacciones químicas.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad en forma longitudinal, manteniendo el margen visible en el lado izquierdo.

PASO 2 Corta la solapa superior en cinco lengüetas.

PASO 3 Rotula como sigue:
Reacciones químicas
Síntesis, Descomposición
Desplazamiento sencillo
Desplazamiento doble
Combustión

FOLDABLES **Usa este organizador plegable con la sección 6.2.** A medida que leas la sección, resume cada tipo de reacción química y proporciona ejemplos.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts in Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Prevención de una reacción química***

Sección 6.1

Objetivos

- **Relacionar** los cambios químicos con las propiedades macroscópicas.
- **Demostrar** cómo las ecuaciones químicas describen las reacciones químicas.
- **Ilustrar** cómo balancear las reacciones químicas cambiando los coeficientes.

Revisión de vocabulario

energía: la capacidad de hacer un trabajo.

Vocabulario nuevo

coeficiente
producto
reactivo

Ecuaciones químicas

Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas representan reacciones químicas.

Vínculo con el mundo real ¿Qué recuerdas sobre la conmemoración de Independencia del año pasado? ¿Los extraordinarios estallidos de color de los fuegos artificiales disparados sobre algún lago? ¿Los olores de la parrillada que hacen agua la boca? ¿Tienen algo en común los procesos que dan lugar a los colores y sabores?

Reacciones químicas

En el capítulo 1 aprendiste que las sustancias experimentan cambios físicos y químicos. Un cambio físico no transforma a la sustancia misma, mientras que un cambio químico sí lo hace. ¿Sufren cambios químicos las sustancias químicas que componen a los fuegos artificiales, el carbón y la comida asada a la parrilla? Como indica la **figura 6.1**, sí lo hacen.

Cuando una sustancia experimenta un cambio químico participa en una reacción química. Una vez que la sustancia ha reaccionado, ya no tiene la misma naturaleza química. Aunque te sorprenda que una sustancia pueda experimentar un cambio y transformarse en otra, todo el tiempo están ocurriendo reacciones químicas a tu alrededor. Las reacciones químicas se pueden usar para calentar el hogar, encender un auto, fabricar telas para vestirse, elaborar medicamentos, producir pinturas y pigmentos de tus colores favoritos. Las reacciones también proporcionan energía para caminar, correr, trabajar y pensar.

Hay muchas señales que indican que se han llevado a cabo reacciones químicas, aunque ninguna de ellas por sí sola prueba que ha ocurrido un cambio, porque algunos cambios físicos implican uno o más cambios observables. Examina las imágenes de la **figura 6.2** para saber qué pistas buscar.

Figura 6.1 Cuando las sustancias sufren cambios químicos, por lo general ocurren diferencias observables. Los colores brillantes de estos fuegos artificiales, el aroma de la cocción de alimentos y la luz y el calor de quemar carbón provienen de cambios químicos.

FIGURA 6.2

Señales de una reacción química

Si sabes qué señales buscar, puedes determinar si está ocurriendo una reacción química o no.

Los **cambios de color** casi siempre se acompañan de cambios químicos. Si aplicas una solución café rojiza de yodo en una papa recién rebanada, reacciona con el almidón blanco y se produce un compuesto de color azul.

La **precipitación de un sólido** en una solución puede deberse a un cambio químico. Por ejemplo, cuando una solución de fluoruro de sodio (NaF) se mezcla con una solución de cloruro de calcio ($CaCl_2$), se precipita fluoruro de calcio sólido (CaF_2) de la solución.

En todos los cambios químicos se producen **cambios de energía**. El calor o la luz pueden absorberse o liberarse durante una reacción química. Por ejemplo, el oxígeno reacciona rápidamente con combustibles como el carbón y la madera durante la combustión.

Los **cambios de olor** pueden indicar que una sustancia ha experimentado un cambio químico. Cuando se hornea pan, se desprenden aromas nuevos y deliciosos por los cambios químicos que ocurren mientras el pan está en el horno.

A veces se **libera gas** como resultado de un cambio químico. El gas que llena la bolsa de aire de un automóvil es resultado de una reacción química que involucra azida de sodio (NaN_3).

En la combustión los compuestos de la madera reaccionan con el oxígeno para formar agua y dióxido de carbono.

Nuestros cuerpos requieren energía para realizar las actividades diarias. Esta energía se produce en las células cuando la glucosa se combina con el oxígeno, formando también agua y dióxido de carbono.

■ **Figura 6.3** Las sustancias producidas cuando la madera se quema son las mismas que las producidas por la reacción que proporciona energía a tu cuerpo.

Identifica ***los reactantes y los productos en estas reacciones.***

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

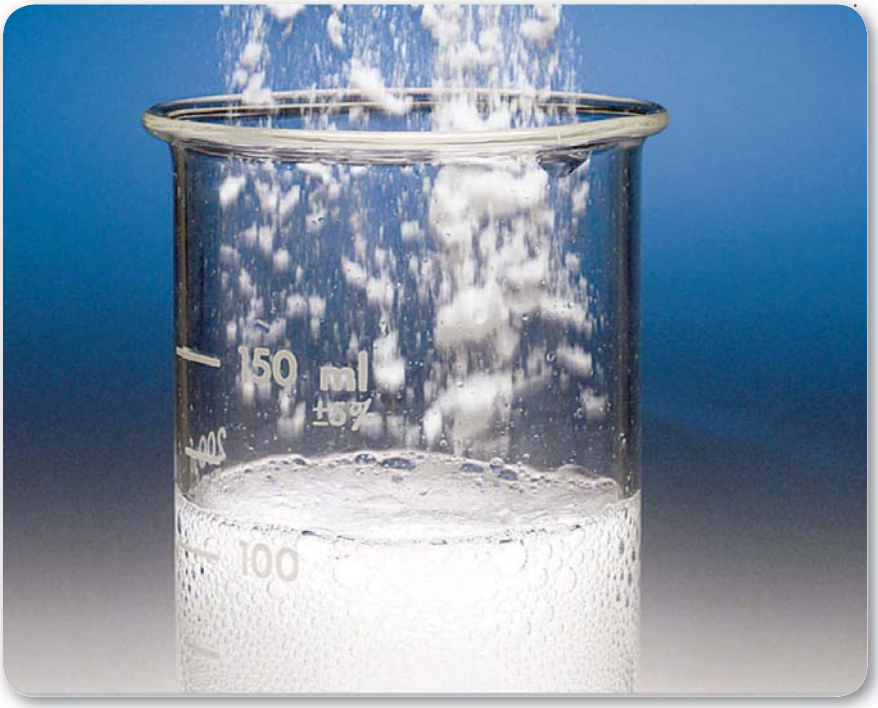
Producto

proviene de la palabra latina *productum* que significa *algo producido*.

Ecuaciones químicas

Para lograr entender por completo una reacción química, debes ser capaz de describir cualquier cambio que haya ocurrido. Parte de la descripción implica que reconozcas cuáles sustancias reaccionan y cuáles se forman. A la sustancia que experimenta una reacción se le llama **reactivo**. Cuando los reactivos sufren un cambio químico se forman nuevas sustancias, a las que se les llama **productos**. Por ejemplo, entre el hierro y el oxígeno (los reactivos) se produce una reacción química común en la que se forma una herrumbre, que es el óxido de hierro(III), el producto. En las reacciones más simples sólo participan un reactivo y un producto, pero en muchas reacciones participan varios reactivos y productos. La **figura 6.3** ilustra dos reacciones conocidas que involucran oxígeno. En el primer caso, el oxígeno se combina con moléculas de la madera en una reacción que libera energía en forma de calor y luz. En el segundo, el oxígeno se combina con glucosa en una reacción que libera energía para que tu cuerpo la use.

La descripción Algunas observaciones pueden ayudar a establecer si se ha llevado a cabo una reacción química, pero estas observaciones no describen por completo lo que sucede entre los reactivos para formar los productos. ¿Has visto lo que pasa cuando se mezclan polvo de hornear y vinagre? Puedes decir que reaccionan rápido debido a las burbujas que parecen estallar en la mezcla, como se muestra en la **figura 6.4**. Para describir esta reacción tal vez dirías que el vinagre y el polvo de hornear se transforman en burbujas, pero, ¿esto explica totalmente lo que sucede? ¿De qué están hechas las burbujas? ¿Todos los átomos del vinagre y del polvo de hornear forman burbujas? La reacción implica más de lo que se puede determinar sólo por observación. Así como puedes escribir un párrafo para relatar lo que te ocurrió hoy rumbo a la escuela, los químicos representan los cambios que ocurren en una reacción mediante ecuaciones químicas.



■ **Figura 6.4** El vinagre (ácido acético) y el polvo de hornear reaccionan con energía formando un producto burbujeante. Esta reacción se usó hace años en los extintores de fuego porque las burbujas producidas contienen dióxido de carbono, que es eficaz para apagar el fuego. Esta reacción se puede describir por medio de la siguiente ecuación con palabras.

vinagre + polvo de hornear ⟶ acetato de sodio + agua + dióxido de carbono

Ecuaciones con palabra La forma más sencilla de representar una reacción es describir, por medio de palabras, a los reactivos y productos colocando una flecha entre ellos para indicar un cambio, como se muestra en la **figura 6.4**. Como puedes ver en esta ecuación, los reactivos se colocan a la izquierda de la fecha, y los productos a la derecha. Para separar cada uno de los reactivos y productos se utiliza el signo más (+).

El vinagre y el polvo de hornear son nombres comunes. El compuesto llamado vinagre que participa en la reacción es ácido acético y el polvo de hornear es hidrógeno carbonato de sodio. Estos nombres científicos también se pueden utilizar en una ecuación con palabras:

ácido acético + hidrógeno carbonato de sodio ⟶
acetato de sodio + agua + dióxido de carbono

Ecuaciones químicas Las ecuaciones con palabras describen a los reactivos y productos, pero son largas e incómodas y no identifican adecuadamente a las sustancias implicadas. Las ecuaciones con palabras se pueden convertir en ecuaciones químicas sustituyendo los nombres de los compuestos y elementos por las fórmulas químicas. Recuerda del capítulo 5 que estas fórmulas se pueden escribir utilizando los números de oxidación de los elementos y las cargas de los iones poliatómicos. Por ejemplo, la ecuación para la reacción del vinagre con el polvo de hornear se puede escribir usando las fórmulas químicas de los reactivos y los productos.

$HC_2H_3O_2$	+	$NaHCO_3$	⟶	$NaC_2H_3O_2$	+	H_2O	+	CO_2
ácido acético		hidrógeno carbonato de sodio		acetato sódico		agua		dióxido de carbono

Al examinar una ecuación química, puedes saber con exactitud qué elementos constituyen las sustancias que reaccionan y cuáles a las sustancias que se producen.

Química cotidiana

Blanqueadores de telas

¿Por qué sería preocupante jugar futbol en una cancha lodosa? Los calcetines blancos que se muestran en la **figura 1** ¡podrían no ser nunca blancos de nuevo! Sin embargo, la mayor parte de la evidencia del partido lodoso se eliminará con una solución acuosa de 3 a 6 por ciento de hipoclorito de sodio.

Figura 1 El blanqueador no eliminará las manchas. Le quitará el color a las manchas y los calcetines parecerán blancos de nuevo.

Blanqueador casero Tal vez el blanqueador más popular es la solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaClO. El hipoclorito de sodio se forma al reaccionar gas cloro (Cl_2) con una solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH), como se muestra en la siguiente ecuación.

$$Cl_2(g) + 2NaOH(ac) \longrightarrow NaClO(ac) + NaCl(ac) + H_2O(l)$$

En solución acuosa, el NaClO no existe como una unidad completa, sino como iones sodio, Na^+, y iones hipoclorito, ClO^-. El ingrediente responsable de la acción blanqueadora de este tipo de blanqueador es el ion hipoclorito. Otros blanqueadores sólidos y líquidos contienen peróxido de hidrógeno, H_2O_2, en lugar de hipoclorito de sodio. La sustancia activa de estos blanqueadores es el ion perhidroxilo, HOO^-. ¿Qué tienen en común los iones ClO^- y los iones HOO^-?

Reacciones de blanqueado Como puedes ver, cada uno de esos iones poliatómicos acarrea una sola carga negativa. Si, por ejemplo, cada uno de ellos pudiera reaccionar con un ion hidrógeno, se produciría la siguiente reacción.

$$ClO^- + H^+ \longrightarrow HCl + O$$

$$HOO^- + H^+ \longrightarrow H_2O + O$$

Estas reacciones tienden a ocurrir porque el HCl y el H_2O son compuestos más estables que los iones hipoclorito y perhidroxilo. Estas reacciones producen una acción de blanqueado porque el oxígeno liberado reacciona con las moléculas de los materiales de color, que son los que manchan. Las moléculas de estos compuestos están estructuradas de tal forma que les confiere la propiedad física de producir color.

Cuando estos compuestos reaccionan con el oxígeno atómico, el o los compuestos formados tienen distintas estructuras pero no tienen la propiedad física de producir color. Así, la acción del blanqueador es decolorar a un compuesto colorido. Por tanto un blanqueador no elimina una mancha al eliminar la sustancia que causó la mancha. Un blanqueador blanquea al eliminar el color de un compuesto de color, así que simplemente no puedes verla.

Historia del blanqueador doméstico El hipoclorito de sodio, el ingrediente activo en el blanqueador, fue descubierto por el químico francés Berthollet en 1787. Su capacidad para blanquear la ropa se descubrió rápidamente. A finales del siglo XIX, el hipoclorito de sodio se usó como un desinfectante después de que se descubrió que el blanqueador era muy eficaz para eliminar bacterias que causan enfermedades. Además de usarse para eliminar la evidencia de manchas en la ropa, el blanqueador doméstico se usa en la actualidad en los hogares, escuelas, hospitales, albercas y suministros de agua potable, y para desinfectar superficies duras e instrumentos quirúrgicos.

Explorando más

1. **Aplica** Los blanqueadores líquidos que contienen hipoclorito de sodio se venden en recipientes de plástico opaco porque la luz solar descompone el compuesto, lo que genera gas oxígeno y cloruro de sodio. Escribe la ecuación química balanceada de esta reacción.
2. **Infiere** ¿Por qué crees que los blanqueadores que contienen hipoclorito de sodio deterioran más las telas finas que los blanqueadores que contienen peróxido de hidrógeno?

Estado físico También puede ser importante conocer el estado físico de cada reactivo y producto. ¿Cómo podrías afirmar que las burbujas que vemos durante esta reacción son CO_2? Para indicar el estado de las sustancias se ponen los símbolos entre paréntesis después de las fórmulas. Los sólidos, líquidos, gases y soluciones acuosas se indican con los símbolos (s), (l), (g) y (ac). En la siguiente ecuación se muestran estos símbolos para la ecuación de la reacción entre el vinagre y el polvo de hornear.

$$HC_2H_3O_2(ac) + NaHCO_3(s) \longrightarrow NaC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Ahora, la ecuación indica que al mezclar una solución acuosa de ácido acético (vinagre) con hidrógeno carbonato de sodio sólido (polvo de hornear) se forma una solución acuosa de acetato de sodio, agua líquida y dióxido de carbono gaseoso. Si hubieras examinado esta ecuación antes de mezclar el vinagre y el polvo de hornear, podrías haber previsto que se formarían burbujas de gas.

Energía y ecuaciones químicas Es frecuente que durante una reacción química se libere o se absorba una cantidad considerable de energía. Algunas reacciones absorben energía. Si esto ocurre, la reacción se conoce como reacción endotérmica. La **figura 6.5** muestra una reacción de este tipo.

Cuando una reacción absorbe energía, muchas veces la palabra energía se escribe junto a los reactivos en la ecuación química. Por ejemplo, la ecuación de la reacción de descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno gaseosos indica que se debe aportar energía a la reacción.

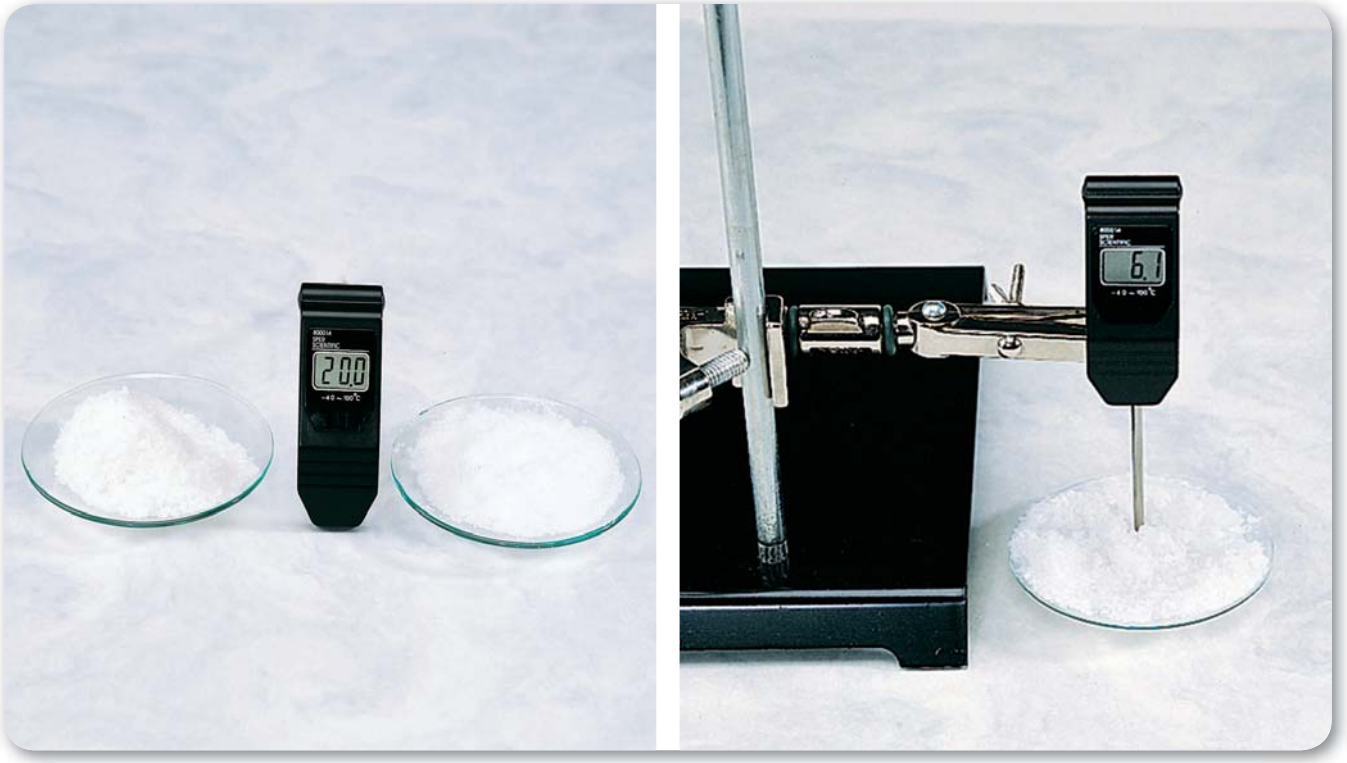
$$2H_2O(l) + \text{energía} \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

NOTICIAS de la materia

Los gases nobles son relativamente no reactivos, pero no totalmente inertes. El primer compuesto que contenía un elemento gas noble fue sintetizado por Neil Bartlett en 1962, que produjo hexafluoruro de xenón utilizando la siguiente reacción:

$$Xe(g) + 3F_2(g) \longrightarrow XeF_6(s)$$

También se han sintetizado compuestos estables de kriptón y radón.



■ **Figura 6.5** La reacción del cloruro de amonio con octahidrato de hidróxido de bario es endotérmica. Si estos reactivos se mezclan a temperatura ambiente, que es alrededor de 20°C, la temperatura en la mezcla baja a medida que la energía se absorbe por la reacción.

Todas las reacciones que suceden en un mechero de Bunsen, en una parrilla de gas o las que se utilizan en un automóvil, liberan energía. Como recordarás del capítulo 1, las reacciones que liberan energía se llaman reacciones exotérmicas si el tipo de energía que se produce es energía térmica. Al escribir la ecuación química de una reacción que produce energía, la palabra energía a veces se escribe junto a los productos. Por ejemplo, la ecuación de la reacción que se produce cuando quemas gas metano (CH_4) en un mechero de Bunsen muestra que se libera energía. Una parte de esta energía está en forma de gas.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + \text{energía}$$

Habrás notado que la palabra *energía* no siempre se escribe en una ecuación. Se utiliza sólo cuando es importante saber si se absorbe o se libera energía. En la ecuación de la combustión del metano se debería escribir energía porque la liberación de calor es una parte importante de la ignición de un combustible. La palabra energía también debería escribirse en la ecuación que describe la reacción en la que el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseosos, porque la reacción no ocurrirá si no se aporta energía. En muchas reacciones, como en la que se forma herrumbre, se podría liberar o absorber energía, pero no se incluye en la ecuación porque no es tan importante conocer la energía relacionada con esta reacción en particular. En otras reacciones químicas, como la que muestra la sección Cómo funciona en la página siguiente, la energía se libera principalmente en forma de luz en vez de calor.

MiniLab 6.1

Cambio de energía

¿Cómo se pueden observar los cambios de energía? Todas las reacciones químicas implican un cambio de energía. Este cambio puede ser notorio, o puede ser tan leve que sólo se puede detectar con instrumentos sensibles.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Coloca 25 g de **polvo de hierro** y 1 g de **NaCl** en una **bolsa de plástico de las que se vuelven a sellar**.
3. Añade 30 g de **vermiculita** a la bolsa, ciérrala y agítala para mezclar el contenido.
4. Añade a la bolsa 5 mL de **agua**, ciérrala y agítala suavemente para que se mezcle el contenido.
5. Sujeta la bolsa con las manos y anota los cambios de temperatura.

Análisis

1. **Clasifica** ¿Qué observas? ¿Qué tipo de reacción produce este cambio?
2. **Aplica** Observa la fotografía, ¿qué aplicación podría tener esta reacción?

CÓMO FUNCIONA

Barras de luz

La barra de luz fue desarrollada a principios de la década de 1960 por empresas de investigación y desarrollo y el ejército, pero se patentó hasta 1976. La luz que emite una barra de luz de emergencia es energía liberada en una reacción química. Estas barras son una buena fuente de luz cuando no se cuenta con energía eléctrica. Las reacciones en las que se emite luz se llaman reacciones quimioluminiscentes. Las barras de luz vienen de muchos colores debido a las diversas coloraciones que emiten las diferentes sustancias que se utilizan en estas reacciones. La luz de estas barras es temporal ya que cuando los reactivos se agotan dejan de generar luz.

Las interacciones entre varias combinaciones de productos químicos producen diferentes colores de luz. Los colores más comunes son el amarillo y el verde porque son los colores más fáciles de producir en barras de luz. Los colores más difíciles de producir son el rojo y el violeta. Las barras de luz proporcionan luz cuando no hay electricidad o cuando se necesita luz bajo el agua. Las barras de luz también son una fuente de entretenimiento en las fiestas, ferias, conciertos y en otras actividades nocturnas.

1 Las barras de luz son varillas de plástico que contienen dos soluciones de reactivos. Dentro de una delgada ampolleta de vidrio mostrado en la **figura 1**, hay una solución de un agente oxidante; esta ampolleta está bañada por otra solución que contiene (un compuesto orgánico) un pigmento fluorescente.

3 La energía liberada aumenta el nivel de energía de los electrones de las moléculas de los pigmentos.

4 Cuando los electrones regresan a su nivel de energía inicial, la energía adicional que las había excitado se libera en forma de luz. A veces a esta luz se le llama luz fría debido a que no se detecta el calor que se libera en la reacción.

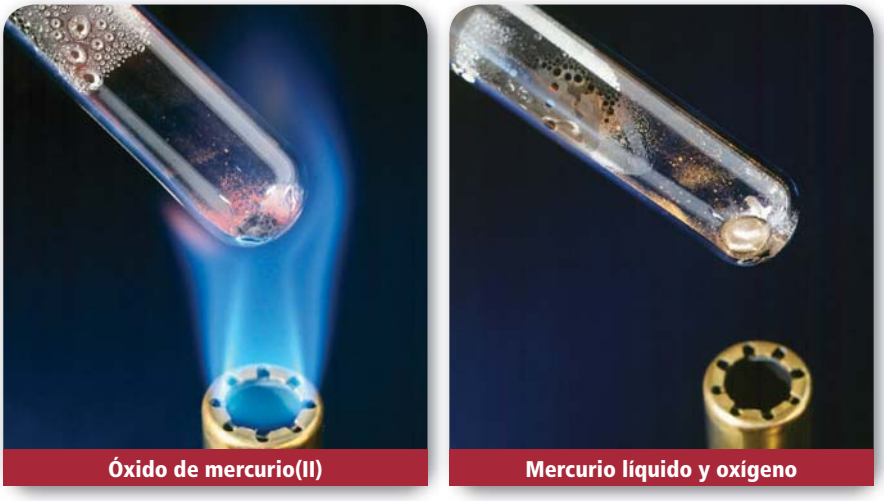
■ **Figura 1** Construcción de barras de luz.

2 Si la barra de luz se dobla, como muestra la **figura 2**, se rompe la ampolleta y las dos soluciones se entremezclan, se inicia la reacción y en consecuencia la liberación de energía lumínica.

■ **Figura 2** La reacción de la barra de luz comienza cuando las dos soluciones se mezclan.

Razonamiento crítico

1. **Explica** por qué la reacción química de la barra de luz no es exotérmica aunque se produzca energía.
2. **Infiere** algunas de las ventajas que tienen las barras de luz en comparación con las fuentes de luz convencional.



■ **Figura 6.6** Uno de los experimentos que realizó Lavoisier para descubrir la ley de la conservación de la masa fue la descomposición del óxido de mercurio(II) (HgO). Cuando el HgO se calienta, se divide para formar mercurio metálico (Hg) y gas oxígeno (O_2). Lavoisier pesó la cantidad de HgO que se descompuso y comprobó que tenía el mismo peso total del Hg y O_2 producidos.

Balanceo de las ecuaciones

¿Qué te imaginas que les ocurre a los átomos de los reactivos cuando se transforman en productos? Algunos de ellos, como el CO_2 que se forma a partir del polvo para hornear, al poner al horno un pastel, dan la impresión de desaparecer en el aire, pero, ¿qué les sucede en realidad?

La ley de la conservación de la masa Recordarás del capítulo 2 que puedes analizar una reacción para determinar si los reactivos y los productos contienen la misma cantidad de materia. Este tipo de experimento lo llevó a cabo por primera vez Antoine Lavoisier (1743-1794), un científico francés. Sus resultados mostraron que la masa de los productos siempre es igual a la masa de los reactivos que los producen, como indica la **figura 6.6**. La ley de la conservación de la masa resume estos hallazgos: la materia no se crea ni se destruye durante una reacción química.

Conservación de los átomos Recuerda que en una reacción química los átomos no experimentan ningún cambio, tan sólo se reorganizan. El número y clase de átomos presentes en los reactivos en una reacción química son los mismos que se encuentran en los productos. Cuando este enunciado se estableció así, se transformó en la ley de la conservación de los átomos. Para que una ecuación química represente adecuadamente una reacción química, a la izquierda y a la derecha de la flecha (⟶) tiene que haber el mismo número y clase de átomos. Si una ecuación sigue la ley de la conservación de los átomos, se dice que está balanceada.

¿De qué manera puedes contar los átomos de una ecuación? La forma más fácil de aprender es mediante la práctica: primero con una reacción simple y luego con otras más complejas. Tomemos como ejemplo la ecuación que representa la descomposición de ácido carbónico (H_2CO_3) en agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2).

$$H_2CO_3(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

Como el subíndice después del símbolo de un elemento indica cuántos átomos de ese elemento se encuentran en un compuesto, puedes ver que a cada lado de la flecha hay dos átomos de hidrógeno, uno de carbono y tres de oxígeno; es decir, todos los átomos de los reactivos son los mismos que aparecen en los productos.

Analiza la ecuación donde se forma carbonato de sodio (Na_2CO_3) y agua por la reacción entre hidróxido de sodio (NaOH) y dióxido de carbono (CO_2).

$$NaOH(ac) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

¿Existe el mismo número de átomos a ambos lados de la ecuación? No. A cada lado de la flecha hay un átomo de carbono, pero los átomos de sodio, oxígeno e hidrógeno no están balanceados. La ecuación, tal como está escrita, no representa realmente la reacción porque no muestra la conservación de los átomos.

Coeficientes Para indicar que en una reacción participa o se forma más de una unidad, antes de ésta se coloca un número llamado **coeficiente**. Observa la ecuación previa con el coeficiente 2 en la fórmula del hidróxido de sodio.

$$2NaOH(ac) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

¿Está ahora balanceada la ecuación? Hay dos átomos de sodio en ambos lados. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay? Debe haber cuatro en cada lado. ¿Y cuántos átomos de hidrógeno? Ahora hay dos en cada lado. Como aún hay un átomo de carbono en cada lado, la ecuación ya está balanceada: ahora sí representa lo que sucede cuando el hidróxido de sodio reacciona con el dióxido de carbono.

La ecuación balanceada nos indica que en la reacción del hidróxido de sodio con el dióxido de carbono reaccionan dos unidades de hidróxido de sodio con cada molécula de dióxido de carbono para formar una unidad de carbonato de sodio y una molécula de agua. Observa en la **figura 6.7** otra ecuación balanceada.

¿Por qué no se deben cambiar los subíndices para balancear una ecuación? Si se cambia un subíndice, cambia la identidad de esa sustancia. Observa la ecuación del problema de muestra en la **figura 6.7**. Al quitar el subíndice del oxígeno en el dióxido de carbono (C_2O) cambia de dióxido de carbono a monóxido de carbono (CO), un compuesto diferente. Cambiar un coeficiente significa cambiar la cantidad de una sustancia en comparación de otras sustancias en la reacción. Cambiar el coeficiente del dióxido de carbono a 2 significará que son dos moléculas de dióxido de carbono, $2CO_2$. La identidad del dióxido de carbono permanecerá igual.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre el balanceo de ecuaciones químicas, visita glencoe.com.

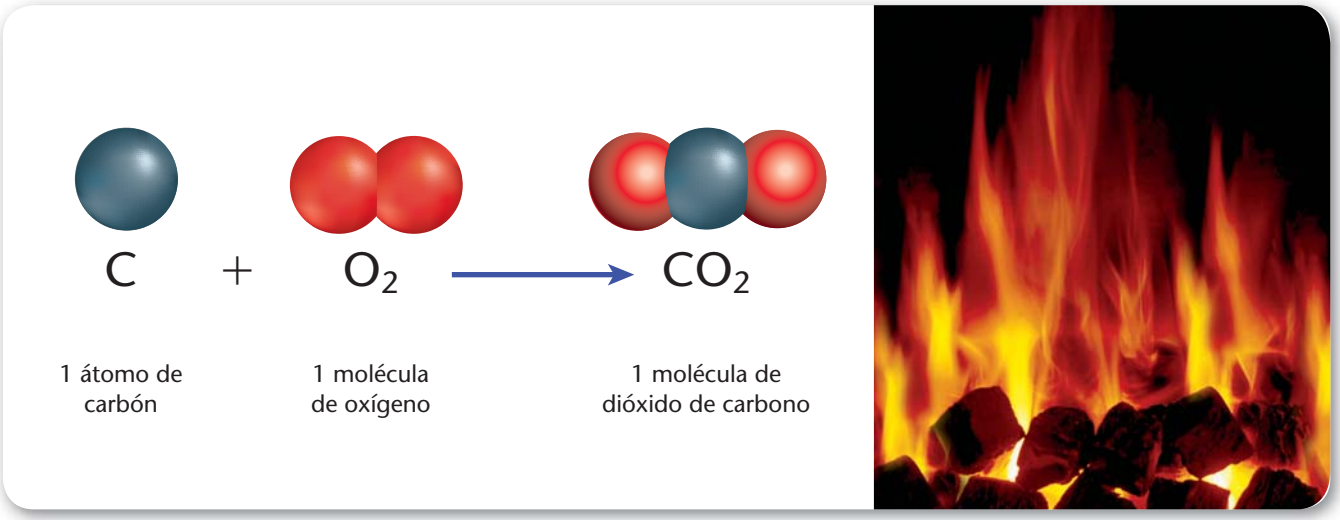


Figura 6.7 Cuando el carbón se quema, el carbono (C) reacciona con el oxígeno (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2). Examina la ecuación balanceada para esta reacción.

Determina ***Si un pedazo de carbón contiene diez mil millones de átomos C, ¿cuántas moléculas de O_2 reaccionarán con él? ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formarán?***

EJEMPLO Problema 6.1

Escritura de una ecuación simple Describe con palabras y con una ecuación química la reacción entre los gases hidrógeno y oxígeno para formar agua en estado gaseoso con liberación de energía. Esta reacción proporciona la energía para la plataforma principal del transbordador espacial.

Sugerencia para revolver el problema

Cuando balancees ecuaciones, asegúrate de cambiar los coeficientes, no los subíndices.

1 Análisis

- Para escribir con palabras la ecuación de la reacción, escribe los nombres de los reactivos, dibuja una flecha y escribe luego el nombre de cualquier producto. Si hay más de un reactivo o producto, deberás separarlos con el signo más (+).

hidrógeno + oxígeno ⟶ agua + energía

2 Procedimiento

- Para escribir la ecuación química, reemplaza con fórmulas químicas los nombres de los reactivos y productos en la ecuación que escribiste con palabras. Después, añade símbolos para representar el estado físico de cada compuesto. Recuerda que el hidrógeno y el oxígeno se encuentran como gases diatómicos.

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g) + \text{energía}$$

3 Solución

- Para balancear los átomos a ambos lados de la flecha, cuenta el número de átomos que hay de cada elemento. A la izquierda de la flecha hay dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxigeno. A la derecha también hay dos átomos de hidrógeno, pero sólo uno de oxígeno. Cambia el coeficiente del agua por 2 para que quede balanceado el número de átomos de oxígeno. Ya que con esto quedan cuatro átomos de hidrógeno al lado derecho de la flecha, el coeficiente del gas hidrógeno también se debe cambiar por 2.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g) + \text{energía}$$

4 Comprobación

Revisa todos los átomos para asegurarte que quedaron balanceados.

EJEMPLO Problema 6.2

Escritura de una ecuación Escribe con palabras y con una ecuación química la reacción que se produce cuando se añade una solución acuosa de cloruro de magnesio a una solución de nitrato de plata. En la reacción se forman nitrato de magnesio acuoso y cloruro de plata sólido.

1 Análisis

- Escribe con palabras la ecuación de la reacción, escribe los nombres de los reactivos, dibuja una flecha y escribe luego el nombre de uno de los productos. Separa los reactivos y los productos con el signo más (+).

cloruro de magnesio + nitrato de plata ⟶ nitrato de magnesio + cloruro de plata

2 Procedimiento

- Para escribir la ecuación química, reemplaza los nombres de los reactivos y productos por sus fórmulas químicas en la ecuación que escribiste con palabras. Recuerda que debes utilizar el número de oxidación de un elemento y la carga de un ion poliatómico para escribir correctamente una fórmula. Después, añade los símbolos que representan el estado físico de cada compuesto.

$$MgCl_2(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + AgCl(s)$$

3 Solución

- Para balancear los átomos de cada lado de la flecha, cuenta el número de átomos de cada tipo. A la izquierda hay un átomo de magnesio y dos átomos de cloro. A la derecha también hay un átomo de magnesio, pero sólo uno de cloro. Cambia el coeficiente del AgCl por 2 para que quede balanceado el número de átomos de cloro. Como este cambio permite que queden dos átomos de plata al lado derecho de la flecha, el coeficiente del $AgNO_3$ también se debe cambiar por 2, con lo cual también quedan balanceados los átomos de oxígeno y de nitrógeno.

$$MgCl_2(ac) + 2AgNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + 2AgCl(s)$$

4 Comprobación

- Revisa todos los átomos a ambos lados de la ecuación para asegurarte que están balanceados.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 858

Escribe las ecuaciones con palabras y las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones.

1. El magnesio metálico y el agua se combinan para formar hidróxido de magnesio sólido y gas hidrógeno.
2. Una solución acuosa de peróxido de hidrógeno (dióxido de dihidrógeno) se combina con plomo(II) sólido para formar sulfato de plomo(II) sólido y agua líquida.
3. Cuando se aplica energía al sólido cristalino de heptahidrato de sulfato de manganeso(II), éste se descompone y forma agua líquida y monohidrato de sulfato de manganeso(II) sólido.
4. El potasio sólido reacciona con agua líquida para formar hidróxido de potasio acuoso y gas hidrógeno.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más la escritura de ecuaciones químicas balanceadas, resuelve la Práctica adicional de la página 814.

Sección 6.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Las ecuaciones químicas, que se usan para representar reacciones, se escriben usando símbolos y fórmulas para los elementos y los compuestos.
- Las ecuaciones se balancean al cambiar los coeficientes.
- Las ecuaciones químicas pueden decirte cómo cambian los elementos y los compuestos durante una reacción y si una reacción es endotérmica o exotérmica.
- Una ecuación química balanceada refleja la ley de la conservación de la masa.

5. Idea PRINCIPAL **Explica** ¿Por qué es importante balancear una ecuación química?

6. Aplica Escribe ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones descritas.

a) sodio metálico + gas cloro ⟶ cristales de cloruro de sodio
b) gas propano + oxígeno ⟶ dióxido de carbono + vapor de agua + energía
c) zinc metálico + ácido hidroclorídrico ⟶ solución de cloruro de zinc + hidrógeno

7. Explica cómo puedes saber que se ha llevado a cabo una reacción química.

8. Calcula Utiliza la ley de la conservación de la masa para determinar lo siguiente:

a) El número de gramos de CO_2 que se forman a partir de 4.00 g de C y 10.67 g de CO_2.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

b) El número de gramos de agua que se forman si 7.75 g de H_2CO_3 forman 5.50 g de CO_2.

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2$$

9. Escribe En el convertidor catalítico de un automóvil se produce una reacción cuando el gas monóxido de nitrógeno, NO, reacciona con gas hidrógeno. En esa reacción se forman amoniaco gaseoso y vapor de agua. Escribe la ecuación balanceada de esta reacción.

Sección 6.2

Objetivos

- **Distinguir** los cinco tipos principales de reacciones químicas.
- **Clasificar** una reacción dentro de uno de los cinco tipos principales.

Revisión de vocabulario

reactivo: una sustancia que participa en una reacción química

Vocabulario nuevo

síntesis
descomposición
desplazamiento sencillo
desplazamiento doble
combustión

Tipos de reacciones

Idea PRINCIPAL Hay cinco tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble y reacciones de combustión.

Conexión de la lectura con el mundo real. La química tiene mucho en común con la cocina, ¿qué tienes que hacer para convertirte en un buen cocinero? Estudiar mucho y probablemente practicar aún más. Lo mismo vale para la química.

Por qué se clasifican las reacciones

¿Por qué las reacciones se clasifican en grupos? Analiza por qué los científicos clasifican las plantas y los animales. Por ejemplo, la clasificación de los gatos de la **figura 6.8** en las categorías informales *mascotas* versus *animales salvajes* te permite hacer predicciones sobre dónde se encontrará cada uno y cómo debes comportarte si estás cerca de uno. Organizar tu información acerca de los gatos de esta manera te ayuda a entenderlos y te proporciona un marco de referencia para hacer predicciones en torno a tipos desconocidos de gatos que encuentres. Asimismo, la clasificación de las reacciones químicas facilita recordar las reacciones y hacer predicciones sobre reacciones desconocidas.

■ **Figura 6.8** Clasificar rápido a un animal puede ayudarte a decidir cómo comportarte frente a él. Por ejemplo, podría ser seguro tener por mascota a un gato amistoso, pero no querrías acercarte mucho a un animal salvaje. De manera similar, la clasificación de las reacciones puede ayudarte a entender la reacción y hacer predicciones al respecto.

El aire del espacio

La concentración de dióxido de carbono en la atmósfera de la Tierra está regulada por una interacción compleja de mecanismos humanos, biológicos y geológicos. En un vehículo espacial no se dispone de estos mecanismos. Si no se controlara, el dióxido de carbono de la respiración de los astronautas se convertiría en un compuesto tóxico para ellos. ¿Cómo se mantiene la calidad del aire dentro de un vehículo espacial?

Una atmósfera de 66 m^3 A bordo del trasbordador espacial, la tripulación debe tener una atmósfera parecida a la de la Tierra. Los olores y los gases contaminantes deben eliminarse, el dióxido de carbono debe regularse y se debe mantener un medio ambiente cálido. El volumen de la cabina de la tripulación del transbordador espacial *Orbiter* es de unos 66 m^3. El aire se mantiene a una presión de 100 kPa, semejante a la de la presión atmosférica a nivel del mar.

Durante un vuelo que se muestra en la **figura 1**, la composición del aire de la cabina de la tripulación contiene 79 por ciento de nitrógeno y 21 por ciento de oxígeno, que es casi idéntica a la de la atmósfera terrestre. El oxígeno se transporta en el *Orbiter* como líquido almacenado en dos tanques criogénicos ubicados en el centro del fuselaje. El oxígeno sale de los tanques hacia la cabina de la tripulación en forma de gas a través de boquillas de presurización y calentamiento. Una tripulación de cinco personas normalmente consume cerca de 4 kg de oxígeno diarios. El nitrógeno es suministrado por dos sistemas, cada uno formado por dos tanques de almacenamiento que también están al centro del fuselaje del *Orbiter*. La atmósfera de la cabina se recicla cada siete minutos.

Filtrado del aire Durante el reciclamiento, los olores se eliminan por medio de filtros que contienen carbón activado granulado, que absorbe las sustancias químicas del aire responsables de los olores. El dióxido de carbono gaseoso (CO_2) se elimina del aire al reaccionar con hidróxido de litio sólido (LiOH).

$$CO_2(g) + 2LiOH(s) \longrightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(g)$$

El hidróxido de litio se almacena en latas que se cambian cada 12 horas. Las latas usadas se almacenan para desecharlas cuando el *Orbiter* regrese a la Tierra.

Temperatura del aire El espacio exterior es muy frío. Por ello, podrías pensar que sería difícil calentar al orbitador. Sin embargo, el equipo electrónico a bordo del orbitador genera tanto calor que un problema es encontrar maneras de deshacerse del exceso de calor. Otro problema provocado por el frío extremo en el espacio exterior es que las temperaturas varían mucho en las diferentes partes del orbitador. Por tanto, el sistema de control de la temperatura tiene que realizar dos funciones importantes: 1) distribuir el calor a donde se necesite en el orbitador de modo que los sistemas vitales no se congelen y 2) deshacerse del exceso de calor. La temperatura del compartimiento de la tripulación está controlada por el intercambiador de calor de la cabina. Por la cabina de la tripulación circula agua fría para eliminar el exceso de calor. El calor luego se transfiere a los otros sistemas del orbitador, los cuales finalmente irradian el exceso de calor hacia el espacio exterior.

Figura 1 El aire en el compartimiento de la tripulación es parecido a la atmósfera de la Tierra.

Conexión con la Química

1. **Aplica** Identifica por su nombre los productos de la reacción entre el dióxido de carbono y el hidróxido de litio.
2. **Investiga** ¿Cómo se compara la remoción química del dióxido de carbono de la atmósfera del *Orbiter* con la remoción geoquímica del dióxido de carbono de la atmósfera terrestre?

■ **Figura 6.9** Cuando el hierro se oxida, el hierro metálico (Fe) y el gas oxígeno (O_2) se combinan para formar una nueva sustancia, el óxido de hierro(III) (Fe_2O_3). La ecuación balanceada de esta reacción de síntesis indica que hay más de un reactivo pero sólo un producto

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

Establece ***¿Cuántos reactantes hay en esta reacción? ¿Cuántos productos?***

Principales tipos de reacciones

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

Así como hay miles de especies animales, hay muchos tipos diferentes de reacciones químicas. Existen cinco tipos que son las más comunes. Si puedes clasificar una reacción dentro de una de las cinco categorías principales por reconocimiento de los patrones característicos, ya sabes mucho de esa reacción.

Reacciones de síntesis En cierto tipo de reacción, dos sustancias —ya sean elementos o compuestos— se combinan para formar un compuesto. Cuando en una reacción se combinan dos o más sustancias para formar un solo producto, la reacción se llama reacción de **síntesis**.

En la **figura 6.9** se muestra como ejemplo una reacción en la que las sustancias reaccionantes son elementos. También es una reacción de síntesis la que ocurre cuando son dos compuestos los que se combinan, como cuando el agua de lluvia reacciona con el dióxido de carbono del aire para formar ácido carbónico; o cuando un elemento y un compuesto se combinan, como en la reacción entre oxígeno y monóxido de carbono para formar dióxido de carbono.

Reacciones de descomposición En una reacción de **descomposición**, un compuesto se descompone en dos o más sustancias más simples. El compuesto puede descomponerse en elementos individuales, como cuando el óxido de mercurio(II) se descompone en mercurio y oxígeno. Los productos que se forman pueden ser un elemento y un compuesto, como cuando el peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno; o el compuesto puede degradarse en compuestos más simples, como se muestra en la **figura 6.10**.

■ **Figura 6.10** El peróxido de hidrógeno se descompone lentamente, pero otros compuestos se descomponen de manera rápida y violenta. Los compuestos que se descomponen de manera explosiva pueden usarse en demoliciones, como el TNT (trinitrotolueno).

El hierro desplaza a los iones de cobre en la solución

El cloro desplaza al bromo

Figura 6.11 Si un clavo de hierro (Fe) se coloca en una solución acuosa de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$), el hierro desplaza a los iones cobre de la solución y se forma cobre metálico (Cu) en la superficie del clavo.

$$Fe(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow FeSO_4(ac) + Cu(s)$$

Cuando se burbujea gas cloro (Cl_2) del matraz que está a la izquierda a una solución acuosa de bromuro de sodio (NaBr), el cloro reemplaza al bromo en este compuesto. El bromo (Br_2) café rojizo se puede apreciar en la solución.

$$Cl_2(g) + 2NaBr(ac) \longrightarrow 2NaCl(ac) + Br_2(l)$$

Reacciones de desplazamiento sencillo En una reacción de **desplazamiento sencillo**, un elemento toma el lugar de otro en un compuesto. La **figura 6.11** muestra la reacción de desplazamiento sencillo entre el hierro sólido y una solución acuosa de sulfato de cobre(II). La **figura 6.11** también muestra la reacción de desplazamiento sencillo entre el gas cloro y una solución acuosa de bromuro de sodio. Como puedes ver en estas fotos, el elemento puede reemplazar la primera parte de un compuesto, o puede reemplazar la última parte de éste. A veces escucharás el término *reacción de reemplazo sencillo* en vez del término *reacción de desplazamiento sencillo*. Estos dos términos significan exactamente lo mismo.

MiniLab 6.2

Un intercambio sencillo

Las reacciones de desplazamiento sencillo se producen cuando un elemento reemplaza a otro en un compuesto. Sin embargo, tal reacción no es instantánea porque están mezclados un elemento y un compuesto. El que pueda ocurrir o no esta reacción, dependerá de qué tan reactivo sea el elemento en comparación con el elemento que va a desplazar.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Llena un **tubo de ensayo** hasta la mitad con una **solución de $AgNO_3$ 0.1*M***. Limpia un trozo de **alambre de cobre** o de **lámina de cobre** con **estopa de acero**.
3. Sumerge el trozo de alambre o de lámina de cobre en la solución. Coloca el tubo de ensayo en la **gradilla**.
4. Manteniendo el tubo de ensayo completamente inmóvil, observa lo que ocurre durante media hora.

Análisis

1. **Observa** ¿Qué cambios observas en el alambre y en la solución?
2. **Aplica** ¿El cobre desplaza a la plata del nitrato de plata? ¿La plata desplaza al cobre del nitrato de cobre(II)? ¿Cómo lo sabes?
3. **Concluye** Escribe la ecuación balanceada de la reacción.

QUIMILAB

EXPLORACIÓN DE LOS CAMBIOS QUÍMICOS

Antecedentes

La mayoría de las reacciones se pueden clasificar en cinco tipos principales. Al llevar a cabo este experimento, verás ejemplos de cada uno de estos tipos de reacciones. También aprenderás a reconocer muchos de los cambios físicos que acompañan a las reacciones.

Pregunta

¿Cuáles son algunos de los cambios físicos que indican si se llevó a cabo o no una reacción?

Objetivos

- **Observar** los cambios físicos que se producen durante las reacciones químicas.
- **Comparar** los cambios que ocurren durante los diferentes tipos de reacciones químicas.

Preparación

Materiales

matraces Erlenmeyer de 125 mL (4)
balanza
parrilla de calentamiento
vidrio de reloj
espátula
varilla de agitación
mechero de laboratorio
una carpeta
una moneda (de un centavo de dólar) nueva
matraz Erlenmeyer de 250 mL
hielo
tenazas
probeta graduada de 100 mL
tubo de ensayo largo y un tapón de hule horadado con un tubo de vidrio que tenga una manguera de hule en su extremo exterior
soporte universal
pinza para tubo de ensayo
$CuSO_4$ 0.1*M*
cobre granulado (Cu)
polvo de azufre (S)
$CaCO_3$ pulverizado
solución saturada de $Ca(OH)_2$, agua de cal
HCl 6*M*
Na_2CO_3 0.5*M*
$CuCl_2$ 0.5*M*

Medidas de seguridad

ADVERTENCIA: ***Ten precaución al manejar los objetos calientes. Desecha las mezclas y los productos de la reacción según las instrucciones de tu profesor.***

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. En una tabla de datos lleva un registro de todos los cambios que observes en cada una de las siguientes reacciones.

Reacción de síntesis

1. Coloca 50 mL de $CuSO_4$ 0.1*M* en un matraz Erlenmeyer de 125 mL.
2. En un vidrio de reloj coloca 1.6 g de cobre granulado y 0.8 g de polvo de azufre y mézclalos con una espátula.
3. Calienta el matraz en una parrilla de calentamiento puesta en calor alto hasta que la solución comience a hervir.
4. Revuelve la mezcla de Cu/S en la solución caliente de $CuSO_4$.
5. Sigue calentando la mezcla hasta que se forme un sólido de color negro.

Reacción de descomposición

1. Coloca 100 mL de la solución saturada de $Ca(OH)_2$ (agua de cal) en un matraz Erlenmeyer de 250 mL.
2. Llena un cuarto del tubo de ensayo largo con el $CaCO_3$ pulverizado. Tapa el tubo de ensayo con el tapón que tiene el tubo de vidrio con una manguera de hule y asegúralo al soporte universal utilizando las pinzas para tubo de ensayo.
3. Enciende un mechero de laboratorio y empieza a calentar el tubo. Sumerge el final de la manguera de hule en el agua de cal, de manera que el gas producido en el tubo burbujee a través del agua de cal.
4. Continúa calentando el $CaCO_3$ hasta que observes un cambio en el agua de cal. La presencia de CO_2 causa que el agua de cal se enturbie.

Reacción de desplazamiento sencillo

1. Coloca 30 mL de HC1 6*M* en un matraz Erlenmeyer de 125 mL.
2. Usa la carpeta como molde y haz seis cortes de unos 0.2 cm en toda la orilla de la moneda nueva.
3. Coloca la moneda en el matraz con el ácido y déjalo en una campana para recoger los gases durante toda la noche.

Reacción de desplazamiento doble

1. Añade 25 mL de Na_2CO_3 0.5*M* y 25 mL de $CuCl_2$ 0.5*M* en un matraz Erlenmeyer de 125 mL.
2. Agita suavemente el matraz en forma circular hasta que observes que se forma un precipitado.

Reacción de combustión

1. Enciende un mechero del laboratorio y regula las entradas de aire y de gas hasta que la flama sea azul. Observa lo que sucede.
2. Pon hielo en un matraz o en un vaso, sujétalo con unas tenazas y mantenlo sobre la flama a una distancia de unos 10 cm durante aproximadamente un minuto. Retira el matraz de la flama y observa el fondo.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Reacción	Observaciones
Síntesis	
Descomposición	
Desplazamiento sencillo	
Desplazamiento doble	
Combustión	

Análisis y conclusiones

1. **Infiere** De los cambios que observaste durante cada una de las reacciones, ¿cuáles indicaron que se llevó a cabo una reacción?
2. **Compara y contrasta** ¿Qué tienen en común todas las reacciones?
3. **Infiere** Escribe el nombre y la fórmula de:
   - **a)** el sólido negro formado en la reacción de síntesis.
   - **b)** el producto gaseoso de la reacción de descomposición.
   - **c)** el producto sólido de la reacción de descomposición.
   - **d)** el precipitado azul pálido de la reacción de desplazamiento doble.
   - **e)** el producto líquido de la reacción de combustión.
4. **Explica** los cambios que se produjeron en la moneda durante la reacción de desplazamiento sencillo. ¿Qué hubiera sucedido de haber utilizado un centavo emitido antes de 1982, que se acuñaban únicamente con cobre?
5. **Reconoce** ¿La energía es un reactivo o un producto de la reacción de combustión?

Aplicación y evaluación

1. **Analiza errores** De los cambios físicos que son frecuentes durante una reacción química, ¿hay algunos que no hayas observado en este trabajo de laboratorio? De ser así, ¿cuáles fueron?
2. **Aplica** Escribe las ecuaciones químicas balanceadas de todas las reacciones que llevaste a cabo.

CONTINÚA INDAGANDO

Analiza y explica Durante la reacción de desplazamiento sencillo, ¿todas las monedas probadas en tu clase reaccionaron igual? Explica por qué algunas monedas podrían reaccionar de manera diferente de otras.

■ **Figura 6.12** Cuando se mezclan soluciones acuosas transparentes de nitrato de plomo(II) ($Pb(NO_3)_2$) y yoduro de potasio (KI), se lleva a cabo una reacción de desplazamiento doble y en la mezcla aparece un sólido amarillo. Este sólido es yoduro de plomo(II) (PbI_2) y se precipita porque es insoluble en agua, a diferencia de los dos reactivos y el otro producto.

$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KI(ac) \longrightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una animación de la formación de un precipitado, visita **glencoe.com**.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Combustión
proviene del latín *comburere* que significa *quemarse*.

Reacciones de desplazamiento doble

Durante las reacciones de **desplazamiento doble** se intercambian las porciones positiva y negativa de dos compuestos iónicos. Para que se lleve a cabo una de estas reacciones, por lo menos uno de los productos debe ser un precipitado o agua. En la **figura 6.12** se ilustra una reacción de desplazamiento doble. Al igual que con las reacciones de desplazamiento doble, podrías escuchar que a las *reacciones de desplazamiento doble* a veces se les llama *reacciones de reemplazo doble*. De nuevo, estos términos son intercambiables.

Reacciones de combustión

El quinto tipo de reacción más común es la reacción de **combustión**. En esta reacción, una sustancia se combina rápidamente con el oxígeno y se forman uno o más óxidos, como se muestra en la **figura 6.13**.

Aunque hay excepciones, muchos miles de reacciones específicas caen dentro de estas cinco categorías. También puede ocurrir que algunas reacciones puedan caer en más de una categoría. Por ejemplo, la combustión del carbón según la ecuación siguiente es tanto una reacción de combustión como una reacción de síntesis.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

En la **tabla 6.1** se resume la información más importante de cada uno de estos tipos de reacciones.

■ **Figura 6.13** El octano (C_8H_{18}) se quema en una reacción de combustión, formando dióxido de carbono y agua. El octano es uno de los componentes principales de la gasolina, lo que vuelve esta reacción de combustión una de las más comunes de la vida cotidiana.

$2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$

Infiere ***¿Es una reacción exotérmica o endotérmica? ¿Qué opinas?***

Tabla 6.1 Tipos de reacciones

Tipo de reacción	Ecuación general
Síntesis	elemento/compuesto + elemento/compuesto ⟶ compuesto *Ejemplos:* $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$ $CaO(s) + SiO_2(l) \longrightarrow CaSiO_3(l)$
Descomposición	compuesto ⟶ dos o más elementos/compuestos *Ejemplos:* $PCl_5(s) \longrightarrow PCl_3(s) + Cl_2(g)$ $2Ag_2O(s) \longrightarrow 4Ag(s) + O_2(g)$
Desplazamiento sencillo	*elemento a + compuesto bc ⟶ elemento b + compuesto ac *Ejemplos:* $2Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + Al_2O_3(s)$ elemento d + compuesto bc ⟶ elemento c + compuesto bd *Ejemplos:* $Cl_2(ac) + 2KBr(ac) \longrightarrow 2KCl(ac) + Br_2(ac)$
Desplazamiento doble	compuesto ac + compuesto bd ⟶ compuesto ad + compuesto bc *Ejemplos:* $PbCl_2(s) + Li_2SO_4(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2LiCl(ac)$ $BaCl_2(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow 2HCl(ac) + BaSO_4(s)$
Combustión	elemento/compuesto + oxígeno ⟶ óxido(s) *Ejemplos:* $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$

* Las letras a, b, c y d representan diferentes elementos o partes de compuestos. Por ejemplo, en el compuesto ac, a representa la parte positiva del compuesto, y c la parte negativa.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más la clasificación de reacciones, resuelve la Práctica adicional de la página 815.

Sección 6.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Aun cuando se conocen miles de reacciones químicas individuales, la mayoría se clasifican en cinco tipos principales que se basan en los patrones de conducta de los reactantes y productos.
- Las cinco clases generales de reacciones son síntesis, descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble y combustión.
- Algunas veces los tipos de reacciones se traslapan. Por ejemplo, algunas reacciones de combustión también son reacciones de síntesis.

10. Idea PRINCIPAL **Explica** por qué es útil clasificar las reacciones.

11. Traza un diagrama Utilizando diferentes símbolos para representar los distintos átomos, ejemplifica, por medio de dibujos, cada uno de los siguientes tipos de reacciones.

a) síntesis
b) descomposición
c) desplazamiento sencillo
d) desplazamiento doble
e) combustión

12. Clasifica cada una de las reacciones siguientes.

a) $N_2O_4(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$
b) $2Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow 2FeO(s)$
c) $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$
d) $BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$
e) $Mg(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow Cu(s) + MgSO_4(ac)$

13. Infiere Cuando se quema una vela, la cera experimenta una reacción de combustión. ¿Una vela tardará más en quemarse en un recipiente abierto o cubierta con un recipiente de vidrio? Explica tu respuesta.

14. Compara Cuando un hongo degrada la madera de un árbol caído, el proceso biológico se llama descomposición. ¿Qué tiene en común ese proceso con la reacción de descomposición química?

Sección 6.3

Objetivos

- **Demostrar** los factores que influyen en la dirección de una reacción.
- **Clasificar** los factores que influyen en la velocidad de una reacción.

Revisión de vocabulario

síntesis: reacción en la cual dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto

Vocabulario nuevo

equilibrio
equilibrio dinámico
principio de Le Châtelier
soluble
insoluble
energía de activación
concentración
reactivo limitante
catalizador
enzima
inhibidor

Naturaleza de las reacciones

Idea PRINCIPAL Los factores externos modifican la dirección y la velocidad de las reacciones químicas.

Conexión de la lectura con el mundo real Sabes que continuamente ocurren cambios, pero algunos no son permanentes. Por ejemplo, el agua líquida se congela y se transforma en hielo, pero luego éste se derrite y nuevamente se convierte en agua líquida. En otras palabras, el proceso de congelación es reversible. ¿Las reacciones químicas pueden ser reversibles? ¿Los productos de una reacción pueden transformarse en reactivos?

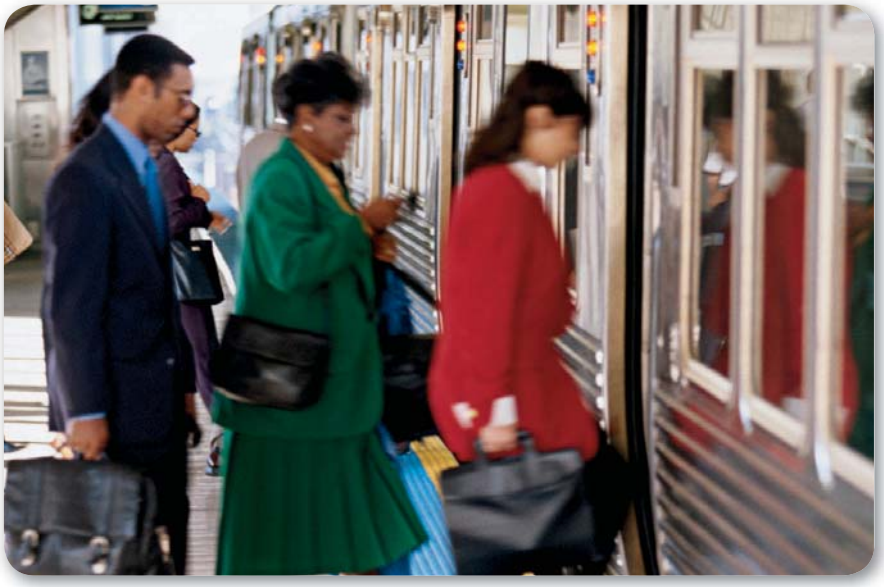
Reacciones reversibles

Muchas reacciones pueden cambiar de dirección, por lo cual se les llama reacciones reversibles. Algunas reacciones, como la que se ilustra en la **figura 6.14**, pueden revertirse debido al flujo de energía. Cuando enciendes un automóvil, las reacciones químicas de la batería proporcionan la energía necesaria para arrancar. Este proceso descarga la batería. Cuando el automóvil está en marcha, la energía de las partes del motor en movimiento desencadena reacciones químicas en dirección inversa, recargando la batería.

No todos los cambios químicos son reversibles. La comida es digerida, la pintura se endurece y el combustible se calienta. Estos cambios químicos originan nuevos productos y se dice que las reacciones son completas porque, por lo menos, uno de los reactivos se consume totalmente y la reacción se detiene. Estas reacciones no son reversibles, pero ¿qué sucede cuando una reacción se revierte?

■ **Figura 6.14** Cuando la batería de un automóvil libera energía mientras el automóvil no está en marcha, la reacción de abajo se dirige hacia la derecha. Si dejas las luces encendidas y tienes que recargar la batería con un empujón, la reacción se dirige hacia la izquierda mientras el motor del automóvil esté en marcha.

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 2H_2SO_4(ac) \rightleftharpoons 2PbSO_4(s) + 2H_2O(l) + \text{energía}$$



■ **Figura 6.15** A primera hora en la mañana, este vagón está vacío. En cada parada, se suben personas y el número de pasajeros en el vagón aumenta. Para este vagón, el movimiento inicial es en una dirección. En algún momento, el número de pasajeros en el vagón no cambiará mucho porque la cantidad de personas que salen del tren será casi igual al número de las personas que entran.

Imagina lo que sucede en una estación del tren subterráneo parecido al que muestra la **figura 6.15**. Cuando se abre la puerta de un vagón por primera vez en el día la corriente de pasajeros invade los pasillos y las puertas y se precipita al interior del vagón. No salen pasajeros porque es el primer tren del día. Cuando el tren se detiene en la siguiente estación, salen más pasajeros. Quizás algunos salgan del tren en este punto. En cada parada sucesiva, saldrán más pasajeros, pero también entrarán más y más. Para describir una situación semejante en las reacciones químicas —cuando de improviso se invierte una reacción y no hay cambio neto (en conjunto)— utilizamos el término *equilibrio*.

Equilibrio Cuando no se produce un cambio neto en la cantidad de reactivos y productos se dice que el sistema está en **equilibrio**. En la mayoría de los casos, las reacciones químicas están en equilibrio cuando los productos y los reactivos se forman con la misma velocidad. Tal sistema, en el que están ocurriendo acciones opuestas con la misma velocidad, se dice que está en **equilibrio dinámico**.

Las reacciones en equilibrio tienen reactivos y productos que cambian de lugar, así como los pasajeros entran y salen de un tren subterráneo. En el equilibrio, los reactivos no se utilizan totalmente porque continuamente se están formando a partir de los productos. En algún momento, los reactivos y productos se forman a la misma velocidad.

Un ejemplo de una reacción reversible que alcanza el equilibrio es la que se produce cuando la cal, CaO, que se utiliza para disminuir la acidez de los suelos y dióxido de carbono (CO_2), se forma por descomposición de la piedra caliza, $CaCO_3$.

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

Observa que la flecha única ha sido reemplazada en la ecuación por una doble flecha. Así como una flecha muestra en qué sentido procede la reacción, la doble flecha indica que la reacción puede ir en cualquier dirección. En este caso, el $CaCO_3$ se descompone en CaO y CO_2 pero, cuando estos productos se forman, CO_2 y CaO se combinan y nuevamente forman $CaCO_3$. La velocidad o rapidez de cada reacción se puede determinar por la rapidez con la que desaparece un reactivo. En cierto momento, se igualan las velocidades de las dos reacciones y se llega al equilibrio.

Gente en la Química

Entrevista con el Caroline Sutliff,
especialista en cuidar jardines

Un viejo adagio de los jardineros dice: la mala hierba es tan sólo una flor que está creciendo donde tú no la quieres. Caroline Sutliff es una especialista en el mantenimiento de jardines y su trabajo consiste en erradicar las hierbas invasoras, tales como la *Taraxacum officinale* (mejor conocida como diente de león). En esta entrevista, nos cuenta cómo libra sus batallas contra las malas hierbas con herramientas y químicos.

En el trabajo

P **Señorita Sutliff, ¿qué hace en su trabajo?**

R Cuido de las flores, los arbustos y los árboles. La compañía para la que trabajo da mantenimiento a terrenos que son propiedad de empresas comerciales, como oficinas de bienes raíces o bancarias, así como a terrenos de casas particulares. Mi trabajo consiste en trabajar con sustancias químicas que pueden ser herbicidas, fungicidas o pesticidas.

P **¿Esos químicos son peligrosos?**

R Pueden serlo si no se manejan adecuadamente. Cuento con un permiso del Departamento de Servicios de Agricultura para rociar los compuestos químicos, así que he aprendido todas las medidas de seguridad para su manejo. Es más peligroso mezclarlos que rociarlos. Para hacerlo, tengo que protegerme con pantalones y chaqueta de plástico, botas resistentes, guantes de hule y una mascarilla.

P **¿Usted y sus colaboradores saben qué hacer en caso de que ocurra un accidente?**

R En los camiones siempre llevamos lavaojos y un maletín de primeros auxilios. Estamos entrenados para actuar con rapidez en caso de que nos caiga alguno de estos compuestos en la ropa. En ese caso, debemos quitarnos la ropa y lavarla de inmediato. Cuando algunos químicos tienen contacto con la piel, el cuerpo los absorbe y se almacenan en las células grasas. El efecto acumulativo puede ser peligroso. Hasta ahora no he tenido ningún problema porque soy muy cuidadosa y sigo las indicaciones al pie de la letra.

P **¿Por qué son necesarios estos compuestos en su trabajo?**

R En los grandes terrenos son importantes la economía y el tiempo: dos horas para desyerbar y cultivar contra unos minutos que tardamos en rociar. Sin embargo, el uso de estas sustancias es sólo una parte de nuestro programa. Antes de rociar los terrenos, los cultivamos y desyerbamos manualmente y fertilizamos y aireamos los lechos de las plantas. Las plantas saludables tienen más resistencia a los insectos y las malas hierbas.

P ¿Utiliza la información que aprendió en las clases de química en la preparatoria?

R Sí. Es importante estar familiarizado con las propiedades de los compuestos químicos, saber cuáles se pueden mezclar sin problema y cuáles no. El recipiente para hacer las mezclas también es importante desde el punto de vista químico. Por ejemplo, los recipientes de acero inoxidable se pueden corroer y eso cambia la composición de las sustancias, de modo que ya no tendrán los mismos efectos. Por ello, en lugar de estos recipientes se utilizan los de plástico resistente.

Primeras influencias

P Cuando era niña, ¿le interesaban las plantas?

R No me interesaba plantar cosas porque quería resultados inmediatos, y las plantas no funcionan así. Ahora tengo más paciencia y amor para cuidar las flores de mi casa.

P ¿Tenía pensado entrar al campo del cuidado de plantas?

R No. Mi intención era obtener un grado en psicología y luego ir a la escuela de leyes. Mientras buscaba trabajo como ayudante de leyes, empecé a trabajar en el cuidado de plantas y descubrí que me gustaba trabajar al aire libre. Ahora no me puedo imaginar estar encerrada trabajando todo el día ante un escritorio.

Impresiones personales

P ¿Recomendaría que los estudiantes buscaran un trabajo como el suyo?

R Sólo si les gusta el trabajo físico duro. Mis jornadas de trabajo duran diez o doce horas y tengo que estar en todos los tipos de clima. Ciertamente, no tengo que ir a un gimnasio para mantenerme en forma, y para mí es satisfactorio ver que cada vez más mujeres entran en este campo.

P ¿Cómo ve el campo del cuidado de plantas en el futuro?

R Pienso que la gente tendrá más conciencia del valor de las plantas, en particular de los árboles. Los árboles pueden hacer mucho para mejorar un vecindario: limpian el aire, dan sombra en las aceras y embellecen el área. Aquí, en la ciudad de Iowa, una organización llamada Proyecto Verde ayuda a plantar árboles en lugares públicos. Yo espero formar parte de un grupo como voluntaria.

CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Las siguientes carreras también están relacionas con el cuidado de las plantas:

Horticultor Se requiere grado de maestría, investigar y trabajo de campo.

Arquitecto paisajista Se debe tener grado de licenciatura, seguido de una evaluación para obtener licencia.

Técnico en conservación de suelos Se necesita cursar un programa universitario con duración de 2 años.

Lograr el balance Decir que una reacción ha alcanzado el equilibrio no significa que estén presentes las mismas cantidades de reactivos y productos. El equilibrio significa tan sólo que no se produce un cambio neto, es decir, la cantidad de reactivos y de productos no cambia. Con frecuencia, una reacción en equilibrio contiene cantidades diferentes de reactivos y de productos.

Considera la siguiente reacción en la que el pentacloruro de fósforo (PCl_5) se descompone en tricloruro de fósforo (PCl_3) y cloro (Cl_2).

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl3(g) + Cl_2(g)$$

Las mediciones experimentales de las cantidades de reactivos y de productos muestran que el sistema está en equilibrio; pero las mediciones también indican que hay más PCl_5 que PCl_3 y Cl_2, aunque las velocidades de reacción sean iguales. La reacción reversible va a favorecer la dirección en la que se formen los productos más estables, esto es, los que sean más difíciles de cambiar. En este ejemplo, el PCl_5 es más difícil de descomponer que los productos PCl_3 y Cl_2, los cuales se combinan con mayor facilidad. Las reacciones reversibles en equilibrio están en un balance que favorece la estabilidad de los compuestos.

Principio de Le Châtelier Si una reacción alcanza el equilibrio, ¿cómo se pueden obtener grandes cantidades de un producto? ¿El producto no se transformaría constantemente en un reactivo? Ten en cuenta que las reacciones en equilibrio son estables. En 1884, el científico francés Henri Louis Le Châtelier afirmó que si se altera un equilibrio, el sistema se reajustará para disminuir dicha alteración y volver de nuevo al equilibrio. Este principio, en el que se consideran los cambios en el equilibrio, se denomina **principio de Le Châtelier**. En otras palabras, el principio de Le Châtelier establece que si se aplica una tensión a un sistema en equilibrio, el sistema cambia en la dirección que libera la tensión.

Por ejemplo, imagina a un perro que bebe agua del recipiente con una reserva integrada, como se aprecia en la **figura 6.16**. Antes de beber, el nivel de agua de la reserva descansa en una posición de equilibrio estable. A medida que el perro bebe, el equilibrio entra en tensión y el nivel de agua de la reserva desciende hasta que se establece un nuevo equilibrio.

Los ingenieros químicos pueden aplicar esta tendencia de las reacciones a estar en equilibrio para encontrar la forma de aumentar el rendimiento de los productos en una reacción. Por ejemplo, si se retiran los productos de una reacción que está en equilibrio, una cantidad mayor de los reactivos se transformará en productos para restablecer el balance. Si este proceso se mantiene, la mayor parte de los reactivos se convertirá en productos. Por ejemplo, en la reacción en la que la piedra caliza se descompone en cal y dióxido de carbono,

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

Si el dióxido de carbono se retira en cuanto se produce, la reacción favorecerá la formación de más dióxido de carbono para restablecer el equilibrio. Por consiguiente, la reacción se dirigirá en la dirección en la que también se produce más cal como producto.

■ **Figura 6.16** Antes de que el perro empezara a beber, el agua de este recipiente había alcanzado un nivel de equilibrio estable. Cuando el perro bebe el agua, este nivel se altera y sale agua de la botella hacia el recipiente para restablecer el nivel de equilibrio.

Cuando uno de los productos es un gas, pero no los demás productos ni los reactivos, como en el ejemplo previo y en la **figura 6.17**, es fácil ver cómo se puede eliminar el gas de la reacción. ¿Cómo se podrían separar de la reacción los productos que no son gases? Por lo general no se pueden retirar manualmente porque los productos y los reactivos están mezclados.

Un producto insoluble en agua se puede separar de los demás productos y reactivos si éstos son solubles en agua. Se dice que un compuesto es **soluble** en un líquido si se disuelve en él, y es **insoluble** si no se disuelve en ese líquido. El producto insoluble forma un precipitado sólido que se deposita en el fondo de una solución líquida, como se muestra en la **figura 6.18**. El precipitado no puede reaccionar con facilidad porque está un poco aislado del resto de las demás sustancias de la reacción. Para las reacciones que ocurren en una solución, la formación de precipitados retira los productos y favorece la reacción.

Agregar más reactivos básicamente tiene el mismo efecto que retirar los productos. Para que en la reacción se restablezcan las cantidades de reactivos y productos en equilibrio, se deben formar más productos si se añaden más reactivos.

Efectos de la energía Añadir o eliminar energía, casi siempre en forma de calor, puede influir en la dirección de una reacción. Como la energía es parte de cualquier reacción, se puede considerar como un reactivo o producto más. Así como una reacción se desplaza hacia la derecha cuando se añade más reactivo, añadir más energía a una reacción endotérmica provocará que el equilibrio se desplace hacia la derecha. Por ejemplo, la ecuación para la reacción en la que se forma aluminio metálico a partir de bauxita, un mineral de aluminio, muestra que se debe añadir energía para que se forme el producto.

$$3C + 2Al_2O_3(s) + \text{energía} \rightleftharpoons 4Al(l) + 3CO_2(g)$$

Si se añade más energía, la reacción va hacia la derecha y se forman más aluminio y dióxido de carbono.

En el caso de una reacción exotérmica, añadir más energía empuja la reacción hacia la izquierda. Por ejemplo, en el proceso Haber para producir amoniaco (NH_3) a partir de hidrógeno (H_2) y nitrógeno (N_2), se produce energía.

$$3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + \text{energía}$$

Al aportar energía se favorece la formación de nitrógeno e hidrógeno, por lo que en el proceso Haber se debe controlar cuidadosamente la temperatura para que el producto deseado, el amoniaco, se produzca en grandes cantidades.

■ **Figura 6.17** Cuando el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se aplica en una herida, se descompone y se forma agua y oxígeno. Las burbujas de oxígeno gaseoso se escapan, lo que impide que nuevamente se forme H_2O_2.

$$2H_2O_2(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$$

■ **Figura 6.18** Cuando se añade hidróxido de potasio a una solución acuosa de cloruro de calcio, se forman hidróxido de calcio y cloruro de potasio. El hidróxido de calcio es casi insoluble en agua, así que precipita como sólido.

QUÍMICA y tecnología

Explotación del aire

El nitrógeno diatómico constituye cerca de 78 por ciento de la atmósfera de la Tierra. Es un componente indispensable para la vida, aunque sólo unos cuantos microorganismos puedan utilizar el nitrógeno atmosférico directamente. Unas pocas especies de bacterias del suelo pueden producir amoniaco, NH_3, a partir del nitrógeno atmosférico. Otras especies bacterianas pueden convertir el amoniaco en iones nitrito y nitrato, que son absorbidos y utilizados por las plantas.

El proceso Haber

No todos los compuestos nitrogenados que se utilizan se producen en forma natural a partir del nitrógeno atmosférico. El amoniaco que se muestra en los contenedores de almacenamiento de la **figura 1**, también se puede sintetizar. El proceso para sintetizar amoniaco en gran cantidad, a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos que en la actualidad aún se realiza en plantas como la que muestra la **figura 2**, lo inventó Fritz Haber, un químico alemán. El proceso se demostró por vez primera en 1909.

El proceso Haber se basa en una reacción de síntesis. Los dos reactivos son $H_2(g)$ y $N_2(g)$, y los productos son $NH_3(g)$ y calor. El proceso produce un alto rendimiento de amoniaco al manipular tres factores que influyen en la reacción: presión, temperatura y acción catalítica.

$$3H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g) + \text{calor}$$

■ **Figura 1** Tanques de almacenamiento de amoniaco.

■ **Figura 2** Planta de producción de amoniaco.

Presión

En la reacción de síntesis de amoniaco, cuatro moléculas de los reactivos, H_2 y N_2, generan dos moléculas de producto, NH_3. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se aumenta la presión en la reacción o en el sistema, la reacción hacia adelante se acelerará para disminuir la tensión porque dos moléculas ejercen menos presión que cuatro. El incremento de presión también provocará que los reactivos choquen con más frecuencia y, en consecuencia, aumenta la velocidad de la reacción. El aparato de Haber utilizaba una presión total de 2×10^5 kPa, la más alta que se podía alcanzar en su laboratorio.

Temperatura

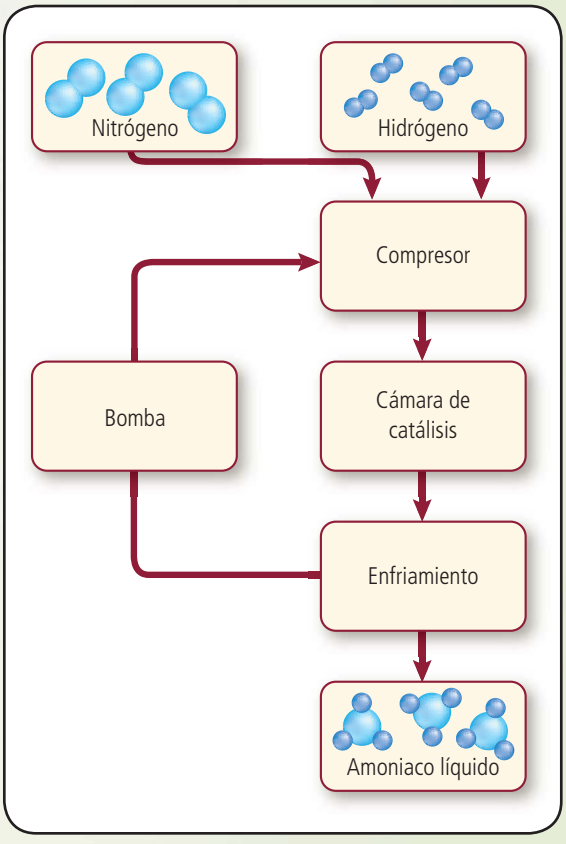
Dos factores influyen en la temperatura a la cual se lleva a cabo el proceso. Una temperatura baja favorece la reacción hacia adelante porque disminuye la tensión del calor generado por la reacción, pero la temperatura alta aumenta la velocidad de reacción porque hay más colisiones entre los reactivos. Haber llevó a cabo el proceso a una temperatura cercana a 600°C.

Catalizadores

Un catalizador se utiliza para disminuir la energía de activación, y con ello, aumentar la velocidad a la cual se alcanza el equilibrio. Haber utilizó en su aparato osmio y uranio como catalizadores.

El proceso

El proceso de Haber detallado en la **figura 3**, incorporó varias operaciones que aumentaron el rendimiento de amoniaco. Los gases reactivos que entraban a la cámara se calentaban por el calor producido en la reacción. La mezcla de reactivos y productos se dejaba enfriar lentamente después de reaccionar en presencia del catalizador. El amoniaco se retiraba del sistema por licuefacción, mientras que el nitrógeno y el hidrógeno que no habían reaccionado se reciclaban en el proceso.



■ **Figura 3** Proceso de Haber.

El proceso Haber llamó la atención de BASF, una compañía alemana líder en la manufactura de productos químicos. A Carl Bosch, un químico industrial alemán empleado de BASF, se le encomendó la tarea de implantar comercialmente el proceso Haber. Él y otros colegas construyeron y probaron nuevas cámaras de reacción, mejoraron las bombas de presurización y utilizaron catalizadores menos costosos. Alrededor de 1913, Bosch había construido una planta para producir amoniaco en Oppau, Alemania. La planta utilizaba nitrógeno obtenido del aire licuado e hidrógeno obtenido a partir de metano y agua. Durante la Primera Guerra Mundial, la planta de Oppau, y otra construida después, proveyeron a Alemania de amoniaco para la producción de explosivos. Actualmente, el proceso Haber-Bosch es la principal fuente de producción comercial de amoniaco. Gran parte de este amoniaco se utiliza para elaborar fertilizantes para la agricultura, como se muestra en la **figura 4**.

■ **Figura 4** Aplicación de fertilizante de amoniaco a un campo.

Análisis de la tecnología

1. **Aplicaciones** ¿Cómo afectaría el equilibrio de la reacción si se enfriara lentamente la mezcla de productos y reactivos?
2. **Adquiere información** ¿Cómo se utiliza el amoniaco en la producción de muchos fertilizantes para la agricultura?

■ **Figura 6.19** El indicador de velocidad de un auto de carreras puede registrar la velocidad del auto en millas por hora o en kilómetros por hora. Para la corredora, tú puedes dividir la distancia del recorrido en metros por el tiempo en segundos para obtener la velocidad de la corredora en metros por segundo. La razón de una ecuación química es similar, pero involucra qué tan rápido se forman los productos o cuánto tardan en desaparecer los reactivos.

Energía de activación

Aprendiste que muchas reacciones alcanzan el equilibrio. En ese momento, los reactivos y productos se forman y se degradan a la misma velocidad. ¿Qué tan rápido es este proceso? Si pones una solución de yoduro de potasio en una solución de nitrato de plomo, casi al instante se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo. Si enciendes un cerillo, verás que toma muy poco tiempo para que el cerillo se queme por completo. Muchas reacciones proceden más lentamente. Para entender por qué las reacciones se producen a distintas velocidades, observa lo que ocurre cuando las reacciones se llevan a cabo.

Para que se produzca una reacción entre dos sustancias, debe haber colisiones entre las partículas de esas dos sustancias. Pero no sólo tienen que chocar entre sí, sino que también tienen que hacerlo con suficiente fuerza para que se produzca un cambio. La cantidad de energía que deben tener las partículas cuando chocan se llama **energía de activación** de la reacción. Una energía de activación alta significa que pocas colisiones tienen energía suficiente para reaccionar, y la reacción tiende a ser lenta. Por otra parte, una energía de activación baja significa que más colisiones tienen energía suficiente para provocar una reacción, y la reacción es más rápida.

Considera la reacción sumamente exotérmica entre el hidrógeno y el oxígeno. Una vez que comienza, esta reacción produce tanta energía que puede alimentar la estación principal del transbordador espacial. Sin embargo, las moléculas de hidrógeno y oxígeno pueden permanecer en el mismo recipiente durante años sin que reaccionen. Una chispa puede suministrar la energía de activación necesaria para iniciar la reacción. Una vez que haya comenzado, se produce tanta energía que la reacción se puede sostener por sí misma. La energía de activación es distinta según el tipo de reacción. Algunas reacciones tienen una energía de activación tan grande que no pueden llevarse a cabo en condiciones normales.

Velocidad de reacción

Observa dos ejemplos de lectura de la velocidad en la **figura 6.19**. En ambos casos, la velocidad es la distancia cubierta por unidad de tiempo. Parecido a la manera en que se determina la rapidez de un automóvil de carreras o de un corredor, puedes determinar la velocidad de una reacción química. Para determinar con qué rapidez está sucediendo una reacción, puedes medir la velocidad con que desaparece uno de los reactivos o con la que aparece uno de los productos. Cualquiera de estas medidas dará una cantidad de la sustancia que cambia por unidad de tiempo, y que es la velocidad de reacción.

¿Por qué es importante la velocidad de reacción? Es importante para que un ingeniero químico diseñe un

proceso para obtener un alto rendimiento de producto. Mientras mayor sea la velocidad, mayor cantidad de producto se formará por unidad de tiempo. La velocidad de reacción también es importante en el procesamiento de alimentos, donde es indispensable retardar las reacciones que provocan su descomposición. ¿Se puede cambiar la velocidad de una reacción? Cuatro factores principales afectan esta velocidad.

Efecto de la temperatura La temperatura es uno de los factores que afectan la velocidad de una reacción, como describe la **figura 6.20**. La mayoría de las reacciones aumentan su velocidad a temperaturas elevadas. Así, hornear un pastel acelera las reacciones que transforman la mezcla líquida en un producto esponjoso. La disminución de la temperatura resta rapidez a la mayoría de las reacciones. Así, las películas fotográficas y las baterías duran más tiempo si se guardan en lugares fríos porque la baja temperatura retarda las reacciones que las dañan.

Efecto de concentración Cambiar la cantidad de reactivos presentes también altera la velocidad de una reacción. La **concentración** de una sustancia es la cantidad de sustancia presente en un cierto volumen. Al aumentar la concentración de un reactivo se acelera la velocidad de la reacción porque ahora hay más partículas por unidad de volumen. Con más partículas hay más colisiones, por lo que aumenta la velocidad de la reacción, como ilustra la **figura 6.21**.

En la mayoría de los casos, la concentración aumenta cuando se añaden más reactivos. Si un fuego se consume lentamente, al avivar las llamas con un abanico aumenta la cantidad de oxígeno disponible y el fuego arderá más rápido. Si en la reacción participa un gas, la concentración se puede incrementar si se aumenta la presión. Esto no implica que aumente el número de partículas, pero las acerca más, de modo que las colisiones serán más frecuentes. Por ejemplo, en el proceso Haber se utilizan presiones elevadas para aumentar la velocidad de reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno para formar amoniaco.

Si se disminuye la concentración, disminuye la velocidad de reacción. Muchos documentos históricos valiosos se almacenan en cajas selladas en las que se ha eliminado casi todo el aire para disminuir el número de partículas que pudieran reaccionar con el papel.

■ **Figura 6.20** La eliminación de calor vuelve lentas a las reacciones, razón por la cual el congelamiento de los alimentos evita que éstos se echen a perder rápido.

■ **Figura 6.21** Si añadimos más botes chocones aumenta la posibilidad de que haya un choque. Si quitamos algunos botes se reduce la probabilidad de que dos botes se encuentren. Mientras más partículas se añadan a una mezcla de reacción, mayor oportunidad tendrán de chocar y reaccionar.

MiniLab 6.3

Cronometraje de la reacción almidón-yodo

¿Con qué rapidez ocurre un cambio observable? En una reacción que podemos cronometrar, el cambio observado indica que la misma se ha llevado a cabo en un momento determinado después de que dos o más reactivos han reaccionado. Al perturbar cualquiera de los factores que cambian la velocidad de reacción, se modifica el tiempo en el que se detecta el cambio observado.

Procedimiento

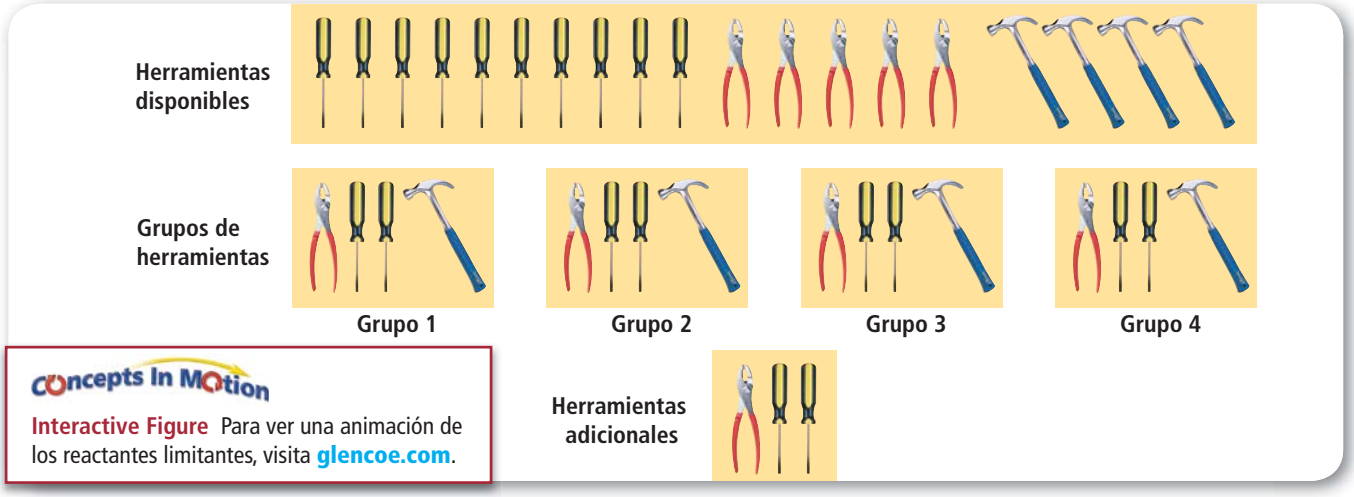
1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Con un **lápiz graso** numera **cinco tubos de ensayo grandes** del 1 al 5 y colócalos en una **gradilla**.
3. En cada tubo coloca 10 mL de una **solución de almidón**.
4. Coloca el tubo 4 en un **baño de hielo** y el tubo 5 en un **baño de agua** a 35°C. Déjalos ahí por lo menos diez minutos.
5. Añade las siguientes cantidades de la **solución que produce yodo** en los tubos que se indican, agítalos con cuidado con una **varilla** limpia y anota el tiempo que tarda en aparecer el color azul.
   - **a)** 10 mL al tubo 1
   - **b)** 5 mL al tubo 2
   - **c)** 20 mL al tubo 3
   - **d)** 10 mL al tubo 4
   - **e)** 10 mL al tubo 5
6. Resume tus resultados en una tabla.

Análisis

1. **Concluye** ¿Qué efecto tiene cambiar la cantidad, y por consiguiente la concentración, de un reactivo sobre la velocidad de una reacción? ¿Por qué?
2. **Resume** ¿Qué efecto tiene disminuir la temperatura sobre la velocidad de una reacción? ¿Por qué?

El reactante limitante Ten en cuenta que no importa cuánto se aumente la concentración de un reactivo si el otro reactivo ya se ha consumido. A veces, cuando se encuentran presentes dos reactivos en una reacción, se dispone más de uno que del otro para reaccionar. Del reactivo que no hay suficiente cantidad se dice que es el **reactivo limitante**. Cuando éste se ha consumido por completo, la reacción se detiene.

La **figura 6.22** ilustra el concepto de reactantes limitantes. A partir de las herramientas disponibles, se pueden formar cuatro grupos completos que constan de un par de pinzas, un martillo y dos desarmadores. Las herramientas restantes, un par de pinzas y dos desarmadores, no forman un grupo completo. Asimismo, las reacciones químicas se limitan cuando uno de los reactantes se acaba.



■ **Figura 6.22** Cada grupo de herramientas debe tener un martillo, así que sólo pueden ensamblarse cuatro grupos.

Determina *¿Cuál es el reactante limitante en este ejemplo?*

Concepts in Motion

Interactive Figure Para ver una animación de los reactantes limitantes, visita **glencoe.com**.

Química cotidiana

Una estufa en la manga

El lema de Napoleón "Un regimiento avanza sobre su estómago" podría rebatirse, aunque su significado no se cuestione. Una de las necesidades en las operaciones militares es alimentar todos los días a las tropas, es decir, proveerlas de *raciones*. En el pasado, las tropas del frente casi siempre comían raciones frías. Calentar los alimentos llevaba mucho tiempo y el humo producido podría alertar al enemigo. Lo que se necesitaba era contar con un sistema portátil para calentar rápido las raciones, que no produjera humo y que usara materiales que se consiguieran fácilmente. Para satisfacer estas necesidades, se desarrolló un calentador sin flama.

Calentadores de raciones sin flama Los calentadores de raciones sin flama se usan para calentar una ración individual llamada comida lista para consumir o MRE (por sus siglas en inglés). Utiliza la oxidación del magnesio para generar calor. Estos calentadores utilizan una reacción química que desprende calor, semejante a la reacción entre magnesio y agua en la que se forma hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$. Sin embargo, en los calentadores no se puede usar magnesio puro. Este elemento reacciona con el oxígeno del aire y forma una cubierta de óxido de magnesio que evita que el magnesio pueda reaccionar con otros elementos. Por esto, se deben añadir otros materiales para disolver el óxido de magnesio y facilitar la reacción entre el magnesio y el agua (MgO). Una aleación de magnesio con hierro, compuesta por 95 por ciento de magnesio, 5 por ciento de hierro y un poco de cloruro de sodio produce los efectos deseados. Estos materiales se mezclan con un plástico en polvo y se forma una almohadilla porosa. La reacción que genera calor se inicia después, cuando se añade agua a la almohadilla.

Figura 1 MRE proporciona alimentos calientes rápidos y fáciles para los soldados en el campo.

MRE calientes Los alimentos MRE reemplazaron a las raciones C, o raciones de combate, a principios de la década de 1980. Las raciones C constaban de seis latas: un plato fuerte, queso, galletas, un dulce, postre y un paquete de complementos. Las raciones C no tenían gran variedad de platos fuertes a diferencia de los 24 platos fuertes de los MRE actuales. Ejemplos de algunos platos fuertes que se encuentran actualmente en los MRE son ravioles de carne, fideos con pollo, estofado con vegetales, estofado de carne, chile y macarrones y costillas de cerdo. También hay MRE vegetarianos que incluyen los platos fuertes de omelet de queso y vegetales, lasaña de vegetales y tortellini de queso. Todos los alimentos incluidos en un MRE vienen en una bolsa pequeña dentro de una funda de cartón. Un MRE contiene un plato fuerte, galletas, queso, crema de cacahuate o mermelada, postre, un dulce, polvo para preparar una bebida, café instantáneo, una bolsa para beber, un paquete de complementos y un calentador de raciones sin flama.

Para calentar una porción individual de las raciones, o alimento instantáneo, MRE (que en inglés significa *meal, ready-to-eat*), se utiliza un calentador. Cada comida instantánea está contenida en una bolsa que viene en una manga de cartón. La bolsa del alimento se introduce en una pequeña bolsa de polietileno que contiene la almohadilla con Mg-Fe. Después se agrega agua a la bolsa de plástico y se introduce en la manga donde viene empacado el alimento. La reacción transfiere calor a la bolsa del alimento. La manga de cartón funciona como aislante para evitar que exista una pérdida de calor. La reacción genera suficiente calor para calentar una ración de 240 g a unos 60°C en 2 minutos y mantenerla caliente durante una hora. El calentador y el alimento instantáneo caben en un bolsillo del uniforme como el de la **figura 1**, de forma que los soldados pueden transportarlo fácilmente. Llevar consigo un alimento caliente puede ser un motivo suficiente para levantar la moral de cada soldado.

Explorando más

1. **Clasifica** ¿La reacción química que se produce en el calentador se clasifica como reacción endotérmica o exotérmica?
2. **Aplica** ¿Qué otras aplicaciones podrían tener estos calentadores sin flama?

LABORATORIO EN CASA

Consulta en la página 870 la práctica de laboratorio **Prevención de una reacción química**

Catalizadores Otra forma de cambiar la velocidad de una reacción es añadir o retirar un catalizador. Un **catalizador** es una sustancia que acelera la velocidad de una reacción sin que él mismo sufra un cambio permanente o se consuma. Aunque los catalizadores aumentan la velocidad de las reacciones, no modifican la posición de equilibrio; de ahí que no afecten la cantidad de producto que se puede obtener en una reacción, ya que sólo modifican la rapidez con que se forma.

¿Cómo actúa un catalizador para acelerar una reacción química? Ya sabes que en las reacciones químicas se forman y se rompen enlaces químicos. La energía necesaria para romper esos enlaces es la energía de activación de la reacción. Un catalizador acelera una reacción porque disminuye la cantidad de energía necesaria para romper estos enlaces. Este proceso se puede equiparar con la acción de patear un balón de futbol sobre la portería. Un jugador puede patear el balón para que rebase la altura reglamentaria de la portería, pero si ésta disminuye su altura, la pelota rebasará la portería utilizando menos energía.

Enzimas: catalizadores biológicos Una gran variedad de compuestos pueden actuar como catalizadores. Los más potentes son los que se encuentran en forma natural. Estos catalizadores son necesarios para acelerar las reacciones necesarias para que las células funcionen eficazmente. A estos catalizadores biológicos se les conoce como **enzimas**. Las enzimas le ayudan a tu cuerpo a usar los alimentos como combustible, fortalecer tus huesos y músculos y almacenar la energía adicional en forma de grasa. Además, también participan en casi todos los procesos celulares. Por ejemplo, las proteasas son enzimas que degradan a las proteínas, como se muestra en la **figura 6.23**. Estas enzimas existen normalmente en la célula para ayudar a reciclar las proteínas, lo cual permite que sus fragmentos se utilicen una y otra vez. Las proteasas también se utilizan en muchos productos comunes, como en las soluciones para limpiar los lentes de contacto y en los ablandadores de carne.

La importancia que tienen las enzimas para nuestra salud puede verse cuando alguna persona carece de un gen para una enzima en particular. Por ejemplo, la intolerancia a la lactosa se debe a que la enzima que degrada a este azúcar que se halla en los productos lácteos, no se produce en el sistema digestivo de la persona. Cuando la lactosa no se degrada, se acumula en el intestino y provoca diarrea.

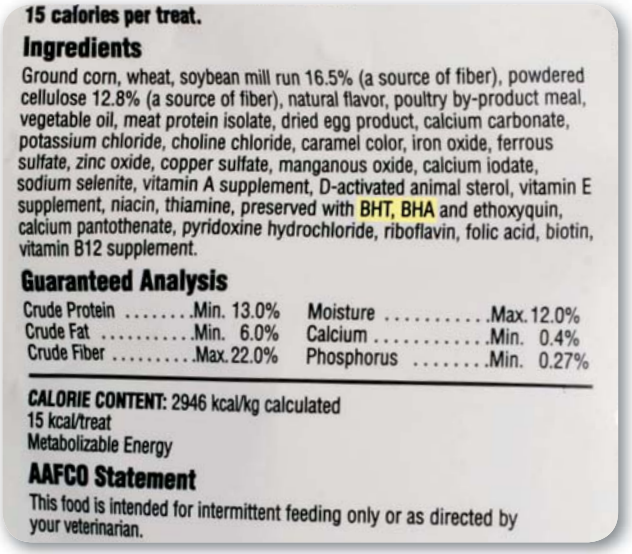
Figura 6.23 La gelatina preparada con piña fresca no se endurece bien, pero sí la que se hace con piña de lata. La piña fresca contiene enzimas activas, del tipo de las proteasas, que degradan las moléculas de proteína de la gelatina. La piña enlatada se ha calentado, y como las enzimas son sensibles al calor, las proteasas de la fruta enlatada no son activas.

Inhibidores Con un catalizador se acelera una reacción. ¿Desearías hacer más lenta una reacción? A veces se tienen que hacer más lentas las reacciones que forman productos indeseables. Los alimentos experimentan reacciones que los echan a perder. Los medicamentos se descomponen, se destruyen o pierden eficacia. ¿Algunas sustancias pueden retardar estas reacciones?

Una sustancia que retarda una reacción se llama **agente inhibidor**. Así como un catalizador no es lo que hace que las reacciones se lleven a cabo, los inhibidores no las detienen por completo. El inhibidor se agrega a las botellas de peróxido de hidrógeno para que éste no se transforme tan rápido en agua y oxígeno. Si el inhibidor no se añadiera a los productos que contienen peróxido de hidrógeno, éstos caducarían más pronto porque la molécula se descompondría más rápido. Los inhibidores también se añaden a muchos productos alimenticios, incluido el alimento para perros que aparece en la **figura 6.24**, para reducir el deterioro.

Conexión de ideas

Ahora estás familiarizado con los tipos de reacciones químicas que suceden a tu alrededor. Conoces la importancia del equilibrio y de los factores que pueden afectar la velocidad de reacción. ¿Por qué algunas sustancias reaccionan entre sí y otras no? En el siguiente capítulo encontrarás cómo influye la estructura de un átomo en la manera de reaccionar con otros átomos.


15 calories per treat.

Ingredients

Ground corn, wheat, soybean mill run 16.5% (a source of fiber), powdered cellulose 12.8% (a source of fiber), natural flavor, poultry by-product meal, vegetable oil, meat protein isolate, dried egg product, calcium carbonate, potassium chloride, choline chloride, caramel color, iron oxide, ferrous sulfate, zinc oxide, copper sulfate, manganous oxide, calcium iodate, sodium selenite, vitamin A supplement, D-activated animal sterol, vitamin E supplement, niacin, thiamine, preserved with BHT, BHA and ethoxyquin, calcium pantothenate, pyridoxine hydrochloride, riboflavin, folic acid, biotin, vitamin B12 supplement.

Guaranteed Analysis

Crude Protein	Min. 13.0%	Moisture	Max. 12.0%
Crude Fat	Min. 6.0%	Calcium	Min. 0.4%
Crude Fiber	Max. 22.0%	Phosphorus	Min. 0.27%

CALORIE CONTENT: 2946 kcal/kg calculated
15 kcal/treat
Metabolizable Energy

AAFCO Statement

This food is intended for intermittent feeding only or as directed by your veterinarian.

■ **Figura 6.24** Este alimento para perros contiene BHA y BHT. Estos dos productos químicos inhiben algunas de las reacciones que causan que los alimentos se echen a perder.

Sección 6.3 Evaluación

Resumen de la sección

- Las reacciones reversibles son aquellas en las cuales los productos pueden reaccionar para reformar a los reactantes.
- El equilibrio ocurre cuando las reacciones hacia delante y reversibles ocurren al mismo tiempo.
- En equilibrio, no hay un cambio neto en las cantidades de productos y reactantes.
- De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se aplica tensión a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en la dirección que libera la tensión.

15. Idea PRINCIPAL **Elabora una lista y describe** cuatro factores que puedan influir en la velocidad de una reacción.

16. Explica si una reacción exotérmica que está en equilibrio se desplazará hacia la izquierda o hacia la derecha para reajustarse después de seguir cada uno los siguientes procedimientos.

a) Los productos se retiran.
b) Se añaden más reactivos.
c) Se añade más calor.
d) Se retira el calor.

17. Explica la diferencia entre un inhibidor de una reacción y un catalizador.

18. Analiza El gas hidrógeno se puede producir al hacer reaccionar magnesio y ácido clorhídrico, como se muestra en la ecuación de la reacción.

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

En una reacción en particular, 6 mil millones de moléculas de HCl se mezclaron con un mil millones de átomos de Mg.

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántas moléculas de H_2 se forman cuando la reacción se completa?

19. Infiere Los convertidores catalíticos de los automóviles utilizan los metales rodio y platino como catalizadores para convertir los gases emitidos potencialmente peligrosos en dióxido de carbono, nitrógeno y agua. ¿Por qué no es necesario reemplazar el rodio y el platino usado en los automóviles?

CAPÍTULO 6

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Millones de reacciones químicas dentro y fuera de ti absorben o liberan energía a medida que transforman los reactantes en productos.

Sección 6.1 Ecuaciones químicas

Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas representan reacciones químicas.

- coeficiente (p. 197)
- producto (p. 190)
- reactante (p. 190)

Conceptos clave

- Las ecuaciones químicas —usadas para representar reacciones— se escriben usando símbolos y fórmulas para los elementos y compuestos.
- Las ecuaciones se balancean al cambiar los coeficientes.
- Las ecuaciones químicas pueden decirte cómo cambian los elementos y los compuestos durante una reacción y si la reacción es endotérmica o exotérmica.
- Una ecuación química balanceada refleja la ley de la conservación de la masa.

Sección 6.2 Tipos de reacciones

Idea PRINCIPAL Hay cinco tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, deslazamiento sencillo, desplazamiento doble y combustión.

- combustión (p. 206)
- descomposición (p. 202)
- desplazamiento doble (p. 206)
- desplazamiento sencillo (p. 203)
- síntesis (p. 202)

Conceptos clave

- Aunque se conocen miles de reacciones químicas individuales, la mayoría se clasifican en cinco tipos principales que se basan en los patrones de comportamiento de los reactantes y productos.
- Las cinco clases generales de reacciones son síntesis, descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble y combustión.
- Algunas veces las clases de reacciones de traslapan. Por ejemplo, algunas reacciones de combustión también son reacciones de síntesis.

Sección 6.3 Naturaleza de las reacciones

Idea PRINCIPAL Los factores externos modifican la dirección y la velocidad de las reacciones químicas.

- energía de activación (p. 216)
- catalizador (p. 220)
- concentración (p. 217)
- enzima (p. 220)
- equilibrio (p. 209)
- equilibrio dinámico (p. 209)
- inhibidor (p. 221)
- insoluble (p. 213)
- principio de Le Châtelier (p. 212)
- reactante limitante (p. 218)
- soluble (p. 213)

Conceptos clave

- Las reacciones reversibles son aquellas en las cuales los productos pueden reaccionar para reformar a los reactantes.
- El equilibrio ocurre cuando las reacciones hacia adelante y reversibles ocurren al mismo tiempo.
- En equilibrio, no hay un cambio neto en las cantidades de productos y reactantes.
- De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se aplica tensión a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en la dirección que libera la tensión.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

20. Menciona una pieza de evidencia que esperes ver que indique que una reacción química está ocurriendo en cada una de las situaciones siguientes.
- **a)** Una rebanada de pan se atora en el tostador y se quema.
- **b)** Un envase de leche sin usar se queda en la barra de la cocina durante dos semanas.
- **c)** Se quema madera en una fogata.
- **d)** Una barra de luz se dobla para activarla.

21. Utiliza la ecuación de abajo para contestar las siguientes preguntas.

$$2Sr(s) + O_2(g) \longrightarrow 2SrO(s)$$

- **a)** ¿Cuál es el estado físico del estroncio?
- **b)** ¿Cuál es el coeficiente del óxido de estroncio?
- **c)** ¿Cuál es el subíndice del oxígeno?
- **d)** ¿Cuántos reactivos participan en esta reacción?

22. Utiliza ecuaciones con palabras para describir las siguientes ecuaciones químicas.
- **a)** $AgNO_3(ac) + NaBr(ac) \longrightarrow AgBr(s) + NaNO_3(ac)$
- **b)** $C_5H_{12}(l) + 8O_2(g) \longrightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(g)$
- **c)** $CoCO_3(s) + \text{energía} \longrightarrow CoO(s) + CO_2(g)$
- **d)** $BaCO_3(s) + C(s) + H_2O(g) \longrightarrow 2CO(g) + Ba(OH)_2(s)$

23. Explica por qué nunca se deben cambiar los subíndices cuando se balancean ecuaciones.

24. Balancea las siguientes ecuaciones.
- **a)** $Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_3O_4(s)$
- **b)** $NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$
- **c)** $COCl_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow HCl(ac) + CO_2(g)$
- **d)** $Sn(s) + NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SnO_2(ac) + H_2(g)$

Aplicación de conceptos

25. Un contaminante producido por los motores de los automóviles es el dióxido de nitrógeno (NO_2). Éste cambia para formar óxido de nitrógeno (NO) y átomos de oxígeno cuando se expone a la luz solar. ¿De qué tipo de reacción es este ejemplo?

26. Si pones un trozo de galleta salada en tu lengua y la dejas unos minutos, comienza a tomar un sabor dulce. ¿Crees que este cambio de sabor se debe a un cambio físico o a uno químico? Explica tu respuesta.

Química cotidiana

27. Explica por qué puede tener consecuencias mortales combinar diferentes productos de limpieza, como los que contienen amoniaco y blanqueador. ¿Qué podrían hacer los fabricantes para que una persona común sea consciente del peligro que esto representa?

Química y tecnología

28. ¿Por qué en el proceso Haber se necesitan presión y temperatura elevadas?

Química cotidiana

29. ¿Qué usos podría haber para una unidad semejante al alimento instantáneo (MRE), que utiliza una reacción endotérmica?

¿Cómo funciona?

30. ¿En qué caso crees que sería importante que las barras de luz vinieran en diferentes colores?

Conexión con la Biología

31. ¿Por qué crees que es necesario que los gases que se respiran en el transbordador espacial tengan la misma composición que la del aire de la Tierra?

Razonamiento crítico

Aplica los conceptos

32. QuimiLab ¿Por qué en el laboratorio de química no puedes encontrar una reacción que se pueda clasificar en dos tipos diferentes de reacciones?

Elabora una hipótesis

33. MiniLab 1 En la reacción que se produce en el MiniLab 1, ¿se completa o se alcanza el equilibrio? ¿Cómo puedes saberlo?

Capítulo 6 Evaluación

Realiza predicciones

34. MiniLab 6.3 Predice los efectos que tiene cada una de las siguientes ecuaciones sobre la velocidad de la reacción cronométrica de almidón-yodo.
- **a)** Añadir un inhibidor a la reacción.
- **b)** Añadir un catalizador a la reacción.
- **c)** Aumentar la temperatura de la reacción.

Revisión acumulativa

35. Compara el número de electrones de los niveles de energía externos de los metales, no metales y metaloides. (*Capítulo 3*)

36. Escribe una ecuación balanceada para la formación del cloruro de sodio a partir del sodio metálico y gas cloro. (*Capítulo 4*)

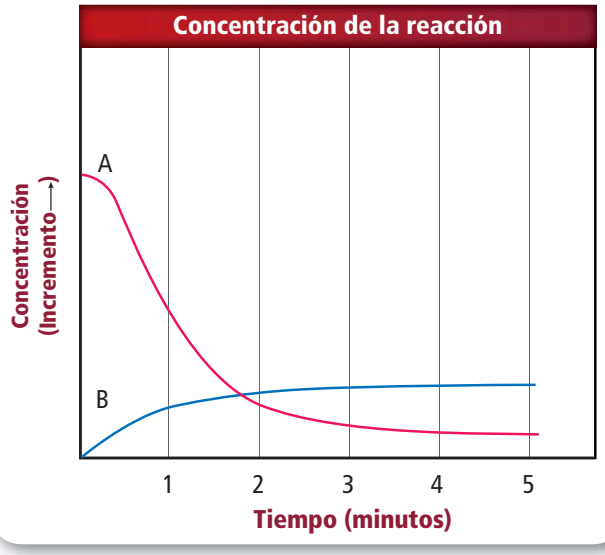
37. Compara las propiedades de los compuestos iónicos con las de los covalentes. (*Capítulo 5*)

Prueba de habilidades

38. Relación de causa y efecto Utiliza lo que aprendiste acerca de los factores que influyen en las velocidades de las reacciones químicas para explicar cada uno de los siguientes enunciados.
- **a)** A menudo, los colores de las telas o de las cortinas de las ventanas expuestas directamente a la luz solar, se decoloran.
- **b)** La carne se conserva por más tiempo cuando se congela que cuando se refrigera.
- **c)** Para muchas personas no es dañino tomar una o dos aspirinas, pero ingerir todo un frasco sería fatal.
- **d)** El BHA, o butilo de hidroxianisol, es un antioxidante que se añade a los alimentos, pinturas, plásticos y otros productos para conservarlos.

39. Modelo Utiliza palillos de dientes y bolas de unicel de diferentes colores para balancear las siguientes ecuaciones.
- **a)** $Cl_2O(g) + H_2O(l) \rightarrow HClO(ac)$
- **b)** $Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$
- **c)** $H_2(g) + N_2(g) \rightarrow NH_3(g)$
- **d)** $ZnO(s) + HCl(ac) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2O(l)$

40. Interpreta una gráfica La **figura 6.25** muestra una gráfica que representa las concentraciones de dos compuestos, A y B, que participan en una reacción que alcanza el equilibrio.
- **a)** ¿Cuál compuesto representa al reactivo y cuál al producto en esta reacción?
- **b)** ¿Cuánto tiempo tarda la reacción en alcanzar el equilibrio?
- **c)** Explica cómo cambiará la gráfica si se añade más producto un minuto después de que la reacción ha alcanzado el equilibrio.



■ **Figura 6.25**

ESCRIBIENDO Química

41. Elabora un breve resumen en el que describas cinco reacciones que ocurran cotidianamente en tu hogar, escuela o lugares cercanos. Describe lo que puedes ver, oler, sentir, escuchar y probar como resultado de estas reacciones.

Resolución de problemas

42. Balancea las siguientes ecuaciones y clasifica cada una de las reacciones como uno de los cinco tipos principales de reacciones.
- **a)** $Al(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2(g)$
- **b)** $CS_2(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + SO_2(g)$
- **c)** $H_2SO_4(ac) + NaCN(s) \rightarrow HCN(g) + Na_2SO_4(ac)$

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál opción es un ejemplo de ion poliatómico?
- **a)** CO_2
- **b)** Mg^{2+}
- **c)** MnO^{4-}
- **d)** NaCl

2. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas incluye la formación de agua?
- **a)** $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$
- **b)** $HC_2H_3O_2 + NaHCO_3 \longrightarrow NaC_2H_3O_2 + H_2O + CO_2$
- **c)** $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O_2$
- **d)** $H_2O\ (ac) \longrightarrow H_2O(s)$

3. Un sistema alcanza el equilibrio químico cuando
- **a)** no se forma ningún producto nuevo que se deba a la reacción hacia adelante.
- **b)** la reacción inversa ya no ocurre en el sistema.
- **c)** la concentración de los reactivos en el sistema iguala la concentración de los productos.
- **d)** la velocidad a la cual la reacción hacia adelante ocurre es igual a la velocidad de la reacción inversa.

4. ¿Cómo se comparan las propiedades del compuesto óxido de magnesio (MgO) con las propiedades de los elementos magnesio y oxígeno?
- **a)** El compuesto tiene propiedades completamente diferentes de los dos elementos.
- **b)** El compuesto tiene las mismas propiedades que los dos elementos.
- **c)** El compuesto tiene propiedades similares a los dos elementos.
- **d)** Las propiedades de los compuestos y elementos no pueden compararse.

Energía libre de reacciones químicas

Reacción química	Energía libre (kJ/mol)
a) $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$	–890
b) $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$	–458
c) $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$	–572
d) $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$	+137
e) $6CO_2 + 6H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + 6H_2O$	+470

Usa la tabla anterior para responder la pregunta 5.

5. ¿Cuáles de las reacciones químicas son endotérmicas?
- **a)** a, b y c.
- **b)** d y e.
- **c)** todas las reacciones.
- **d)** ninguna reacción.

6. Los isótipos difieren en
- **a)** el número de electrones de sus átomos.
- **b)** el número de neutrones de sus átomos.
- **c)** el número de protones en sus átomos.
- **d)** la cantidad de espacio vacío en sus átomos.

7. ¿Qué elemento es un metaloide?
- **a)** aluminio.
- **b)** argón.
- **c)** arsénico.
- **d)** calcio.

8. ¿Qué tipo de reacción ilustra la siguiente ecuación? $Cs(s) + H_2O(l) \longrightarrow CsOH(ac) + H_2(g)$
- **a)** síntesis.
- **b)** descomposición.
- **c)** desplazamiento sencillo.
- **d)** desplazamiento doble.

¿NECESITAS MÁS AYUDA?								
Si no respondiste a la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8
Repasa la sección . . .	5.1	6.1	6.3	4.1	6.1	2.1	3.2	6.2

CAPÍTULO 7

Completando el modelo del átomo

GRAN Idea **Los electrones de valencia determinan las propiedades de los elementos y sus posiciones en la tabla periódica.**

7.1 La teoría atómica moderna

Idea PRINCIPAL Los electrones están organizados en niveles y subniveles energéticos.

7.2 La tabla periódica y la estructura atómica

Idea PRINCIPAL Se puede utilizar un patrón predecible para determinar el arreglo de los electrones en un átomo.

Hechos químicos

- Los fuegos artificiales se usaron, en el siglo doce, para espantar espíritus malignos.
- En Estados Unidos, los fuegos artificiales se utilizaron para celebrar el primer día de la Independencia, en 1777.
- Los colores de los fuegos artificiales dependen de la composición química del material que se ve en la explosión.

INTRO Lab

Observa la carga eléctrica

La carga eléctrica tiene un papel importante en la estructura atómica y en toda la química. ¿Cómo puedes observar el comportamiento de la carga eléctrica utilizando objetos comunes?

Materiales

- regla
- perforadora de papel
- peine de plástico
- papel
- 4 trozos de cinta adhesiva transparente, de 10 cm de longitud

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Corta pequeños círculos de papel utilizando una perforadora y extiéndelas sobre una mesa. Pasa el cepillo de plástico por tu cabello y en seguida acerca el peine a los círculos de papel. Anota tus observaciones.
3. Dobla 1 cm de cada uno de los trozos de cinta adhesiva hacia atrás de sí misma para formar un asa. Pega con firmeza dos de los trozos de cinta adhesiva a tu escritorio. Despega rápidamente las cintas de tu escritorio y acércalas de forma que los lados sin adhesivo queden uno enfrente del otro. Anota tus observaciones.
4. Pega firmemente uno de los trozos restantes de cinta adhesiva a tu escritorio. Pega con firmeza el último trozo de cinta adhesiva sobre el primero. Despega rápidamente las cintas del escritorio y luego despégalas entre sí. Acerca los dos trozos de cinta de forma que los lados sin adhesivo queden uno enfrente del otro. Anota tus observaciones.

Análisis

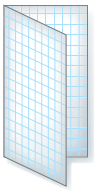
1. **Interpreta** tus conocimientos sobre la carga eléctrica para explicar tus observaciones.
2. **Determina** cuáles cargas de los objetos que usaste son similares y cuáles son diferentes.
3. **Explica** cómo puedes saberlo.

Indaga ¿Cómo puedes relacionar las diferentes cargas que observaste con la estructura de la materia?

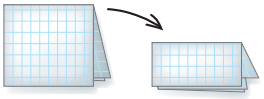
FOLDABLES® Organizador de estudio

Niveles energéticos Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para ayudarte a resumir la información sobre los niveles y subniveles energéticos.

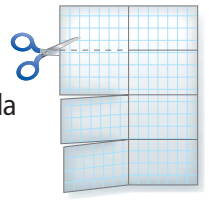
PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad por la parte más larga.



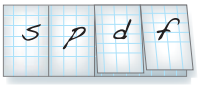
PASO 2 Dobla la hoja a la mitad y luego de nuevo a la mitad.



PASO 3 Desdobla y corta sobre las líneas marcadas por los dobleces de la mitad izquierda de la hoja para así hacer cuatro solapas.



PASO 4 Escribe en las tres secciones lo siguiente: *s*, *p*, *d* y *f*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 7.1 y 7.2.** Conforme leas estas secciones, resume la información sobre los niveles y subniveles energéticos utilizando la sección apropiada.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts In Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Comparación del tamaño de los orbitales*

Sección 7.1

Objetivos

- **Relacionar** los espectros de emisión con la configuración electrónica de los átomos.
- **Examinar** los niveles energéticos y los orbitales en un átomo.

Revisión de vocabulario

espectro electromagnético: el intervalo completo de la radiación electromagnética

Vocabulario nuevo

subnivel
principio de aufbau
principio de incertidumbre de Heisenberg
orbital
configuración electrónica

La teoría atómica moderna

Idea PRINCIPAL **Los electrones están organizados en niveles y subniveles energéticos.**

Vínculo con el mundo real Cuando se organizan documentos en un archivero, se colocan por tema en carpetas y luego se colocan en los diferentes cajones del archivero. De manera semejante, los electrones están organizados en subniveles y niveles.

Desarrollando el modelo del átomo

En el capítulo 2 aprendiste que en 1803, John Dalton propuso una teoría atómica basada en la ley de la conservación de la materia. Desde este punto de vista los átomos eran partículas de materia, muy pequeñas. Después, en 1897, J. J. Thomson descubrió los electrones. La existencia de electrones significó que el átomo estaba formado por partículas más pequeñas. Estas partículas incluyen protones y neutrones así como electrones.

Al principio no quedaba claro cuál era la distribución de estas partículas subatómicas. Los científicos pensaron que estaban mezcladas como los ingredientes de la masa de una galleta. Pero en 1909, Ernest Rutherford realizó un experimento en el que bombardeó partículas atómicas sobre una delgada placa de oro. Descubrió que la mayoría de las partículas atravesaban la placa siguiendo una trayectoria recta, pero algunas sufrían cierta desviación.

Estos resultados le indicaron que la mayor parte del átomo es espacio vacío y que casi toda su masa se localiza en el minúsculo núcleo. Rutherford propuso un modelo nuclear para el átomo, en el que los protones y neutrones forman el núcleo y los electrones se mueven en el espacio alrededor de éste.

En 1913, el físico danés Niels Bohr sugirió que los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas giran alrededor del sol. El modelo de Bohr estaba de acuerdo con el espectro de emisión producido por el átomo de hidrógeno, pero no podía extenderse a átomos más complejos. La **figura 7.1** ejemplifica la evolución de la teoría atómica hasta el modelo de Bohr.

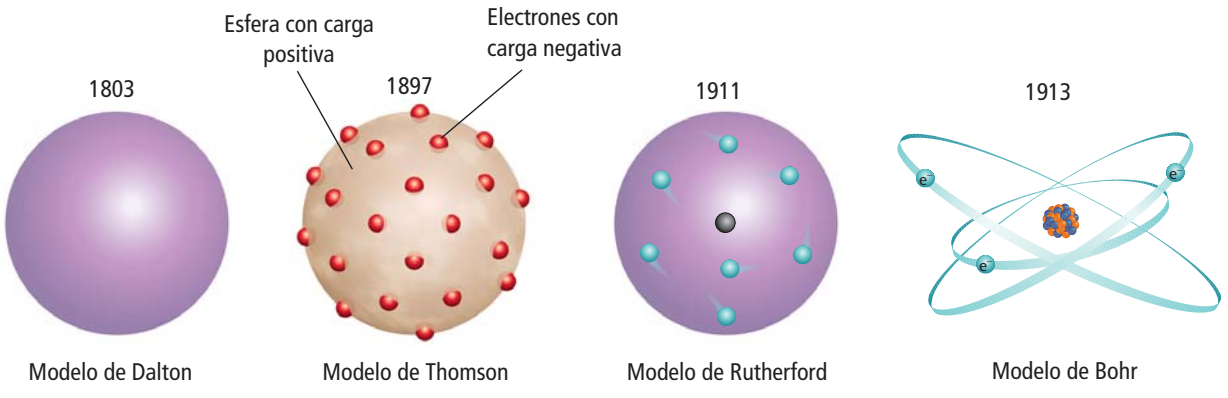


Figura 7.1 La teoría atómica se desarrolló durante un periodo de 2 000 años. La evidencia experimental revela la complejidad del mundo submicroscópico. Como los electrones son responsables de las propiedades químicas de un elemento, los químicos necesitan contar con un modelo que describa la distribución de los electrones.

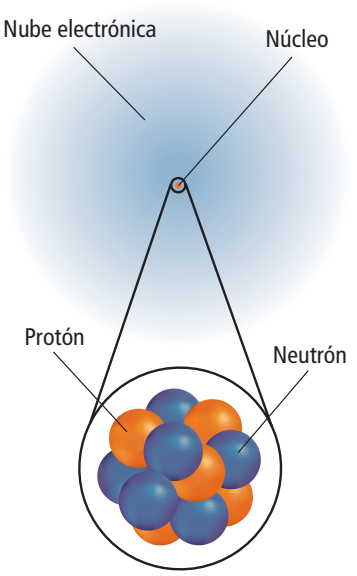
Resume ***cómo fue el desarrollo del modelo atómico desde Dalton hasta Bohr.***

Alrededor de 1935 surgió el modelo atómico actual. Este modelo explica el comportamiento de los electrones mediante la interpretación de los espectros de emisión de todos los elementos. Percibe los niveles energéticos como regiones espaciales donde hay una alta probabilidad de encontrar electrones. Antes de estudiar la teoría atómica moderna, revisa nuevamente lo que ya sabes acerca de los átomos y los electrones.

El modelo atómico actual En el modelo atómico actual, como se muestra en la **figura 7.2**, los neutrones y protones forman un núcleo en el centro del átomo. Los electrones, con carga negativa, están distribuidos en el espacio alrededor del núcleo. Los electrones con mayor energía están más alejados del núcleo y ocupan el nivel energético externo. Recuerda, del capítulo 2, que la evidencia de la existencia de niveles energéticos surge de la interpretación de los espectros de emisión de los átomos. Es importante conocer sobre los niveles energéticos de los átomos, porque ayuda a explicar cómo éstos se enlazan entre sí y por qué forman una clase de compuestos, por ejemplo, iónicos o covalentes.

Los electrones de valencia y la tabla periódica La tabla periódica refleja la distribución electrónica de un elemento. En el capítulo 3 aprendiste que el número de electrones de valencia es igual al número del grupo, para elementos de los grupos 1 y 2, y es igual al segundo dígito del número del grupo, para los grupos 13 al 18. El número del periodo representa el nivel energético externo, en el que están los electrones de valencia. Por ejemplo, el litio (del grupo 1, periodo 2) tiene un electrón de valencia en el segundo nivel energético; el azufre (del grupo 16, periodo 3) tiene seis electrones de valencia en el tercer nivel.

Puedes usar la tabla periódica para determinar un diagrama completo de niveles energéticos de cualquier elemento. El número atómico del azufre es 16. Esto significa que el azufre tiene un total de 16 electrones. El azufre está en el grupo 16 y el periodo 3, de modo que tiene seis electrones de valencia en el tercer nivel energético. Los diez electrones restantes deben distribuirse en los dos primeros niveles energéticos. En la **figura 7.3** se muestran los niveles energéticos del azufre.



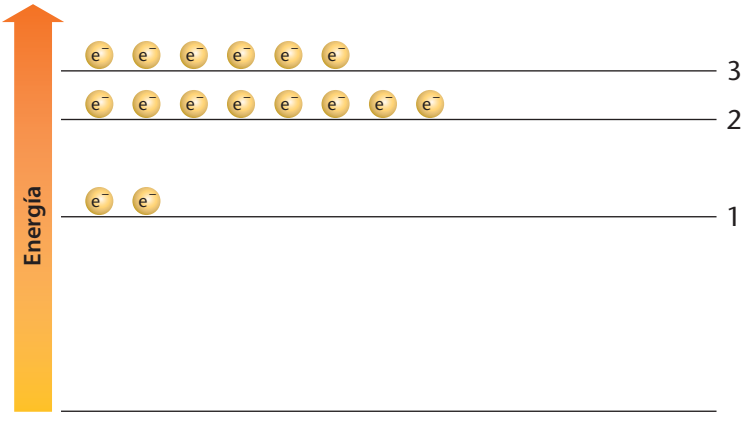
■ **Figura 7.2** El modelo atómico actual indica que los átomos están compuestos por un núcleo que contiene protones y neutrones, y está rodeado por niveles energéticos donde están los electrones.

Concepts In Motion

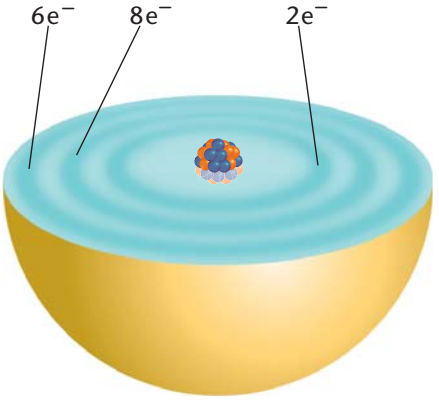
Interactive Figure Para ver una figura animada de la estructura del átomo, visita glencoe.com.

■ **Figura 7.3** Los niveles energéticos son regiones en el espacio donde se encuentran distribuidos los electrones alrededor del núcleo de un átomo. Los electrones que se encuentran más lejanos del núcleo tienen mayor energía potencial.

Relaciona ***las energías de los electrones en los niveles 1, 2 y 3, con la distribución de los electrones en el modelo del átomo de azufre que se muestra a la derecha.***



Niveles de energía en el azufre



Niels Bohr: físico atómico y humanista

Algunas veces se presenta a los científicos como gente rara y distante. De hecho, como cualquier persona, trabajan e interactúan con otros individuos y tienen muchos problemas a diario. Podrían diferenciarse de los demás sólo por la forma en que usan su intelecto para ser creativos en áreas científicas. Son semejantes al resto de la gente en el hecho de que tienen principios éticos sólidos y el impulso para luchar por sus ideas. La vida de Niels Bohr ejemplifica estas características.

Teoría atómica de Bohr Bohr, en la **figura 1**, desarrolló su teoría atómica a la edad de 28 años. Nueve años después, en 1922, recibió el premio Nobel de Física por su trabajo. Las ideas básicas de la teoría de Bohr fueron que los electrones se mueven alrededor del núcleo del átomo, en trayectorias circulares, llamadas órbitas. Estas órbitas están a distancias definidas del núcleo y representan niveles energéticos que determinan la energía de los electrones. Los electrones de la órbita más cercana al núcleo tienen la menor energía; los más alejados del núcleo tienen mayor energía. Si los electrones absorben energía, se mueven a niveles energéticos superiores. Cuando regresan a menores niveles energéticos, liberan energía.

Las teorías cambian Actualmente todavía se aceptan algunas partes de la teoría de Bohr y otras ya son obsoletas. Se piensa que los electrones se mueven alrededor del núcleo, pero no en trayectorias definidas. La idea de los niveles energéticos es correcta pero ahora sabemos que son regiones de probabilidad de encontrar electrones. No puede esperarse que un electrón esté en un lugar exacto. Los electrones brincan a regiones energéticas superiores cuando ganan energía y caen a regiones inferiores cuando la pierden.

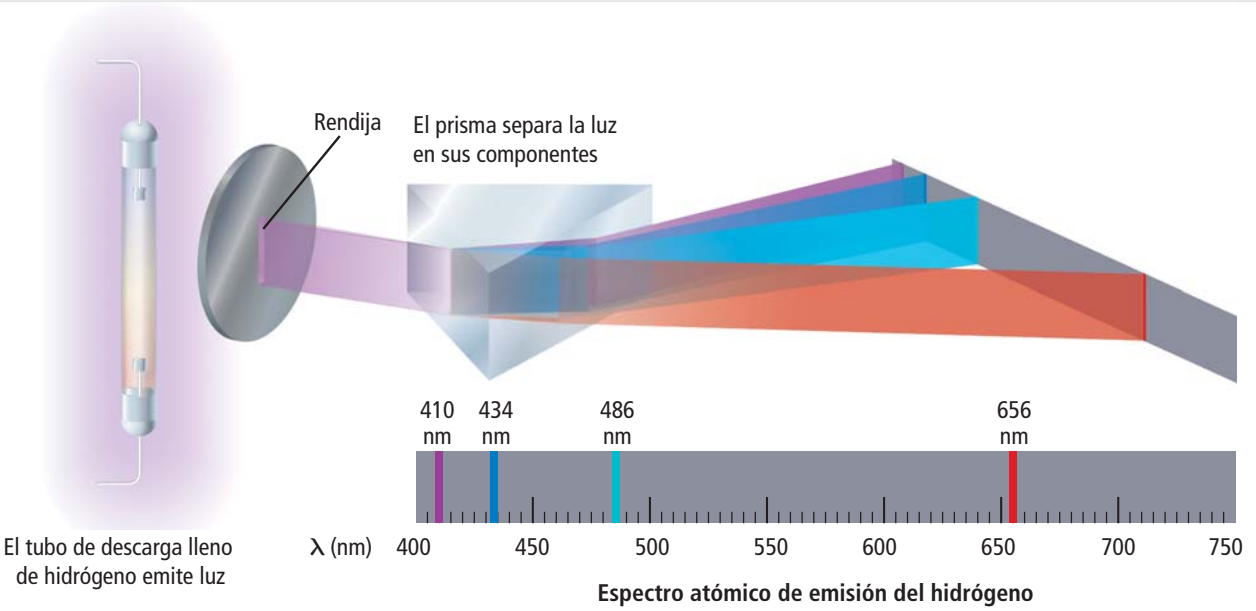
Bomba atómica En 1939 Bohr asistió a una conferencia científica en Estados Unidos donde anunció que Lise Meitner y Otto Hahn habían descubierto cómo dividir átomos de uranio, proceso llamado fisión. Este gran anuncio constituyó la base del desarrollo de la bomba atómica.

Figura 1 Niels Bohr es conocido por sus trabajos en la estructura atómica y radiación.

Bohr escapó de los nazis En 1940 los nazis invadieron y ocuparon Dinamarca, el país de Niels Bohr. Él se oponía a los nazis, pero continuó en su cargo como director del Instituto de Copenhague de Física Teórica hasta 1943. Cuando supo que los nazis planeaban arrestarlo y obligarlo a trabajar en Alemania en un proyecto atómico, él y su familia huyeron a Suecia, en condiciones espantosas. En 1943, Bohr viajó a Estados Unidos y trabajó con científicos de todo el mundo en el proyecto Manhattan.

Conexión con la Química

1. **Interpreta** Bohr explicó que los electrones de la capa externa determinan las propiedades químicas de un elemento. ¿Qué quiso decir?
2. **Razonamiento crítico** ¿Qué importancia tiene para la química el trabajo de los físicos sobre la estructura atómica?
3. **Adquiere información** Busca información sobre el proyecto Manhattan. Averigua la nacionalidad, edad, género y campo de experiencia de los científicos que intervinieron en él.



Espectro atómico de emisión del hidrógeno

Espectro de emisión del hidrógeno Recuerda el concepto de radiación electromagnética que estudiaste en el capítulo 2. Puede ser descrita como energía formada por ondas que tienen un intervalo de frecuencias y longitudes de onda. La energía de la radiación afecta directamente a la frecuencia de las ondas. Cuanto mayor es la frecuencia de una onda y menor es su longitud, es mayor la energía de la radiación. Cuanto menor es la frecuencia y mayor la longitud de onda, menor es la energía. Estas relaciones se usan para calcular la cantidad exacta de energía liberada por los electrones de los átomos.

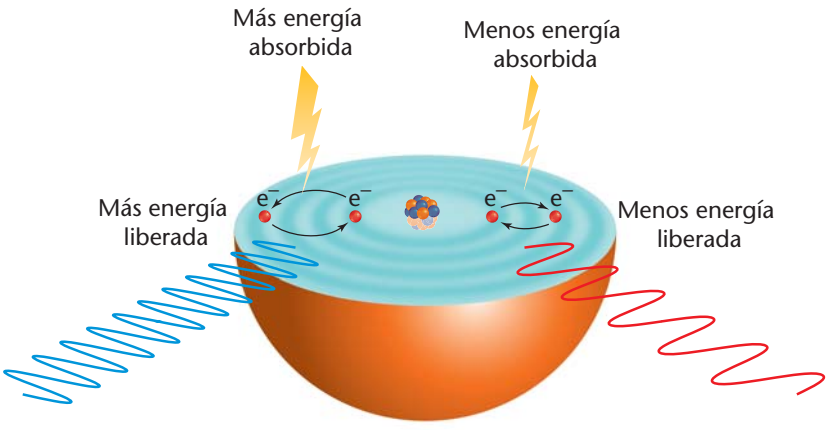
En el espectro de emisión del hidrógeno, que se muestra en la **figura 7.4**, puedes ver los cuatro colores diferentes de la luz visible que libera el hidrógeno cuando su electrón se mueve desde niveles de mayor energía hacia niveles de menor energía. En el capítulo 2, la analogía de los niveles energéticos con la caída por una ladera, muestra que los electrones pueden moverse de un nivel energético a otro, pero no pueden estacionarse entre los niveles energéticos. Al absorber una cantidad específica de energía, un electrón puede brincar a un nivel energético superior. Después, cuando regresa al nivel menor, el electrón libera la misma cantidad de energía, en forma de radiación con una frecuencia definida. En la **figura 7.5** se muestra cómo se relacionan las transiciones electrónicas entre los niveles energéticos con la cantidad de energía.

■ **Figura 7.4** La luz violácea emitida por el hidrógeno puede ser separada en sus diferentes componentes utilizando un prisma. El hidrógeno produce un espectro de emisión con cuatro diferentes colores de luz visible.

Vocabulario

Origen de la palabra

Espectro
proviene del latín *spectrum*, que significa *aparición*, *espectro*.



■ **Figura 7.5** El número de niveles energéticos que salta un electrón depende de la cantidad de energía que absorbe. Cuando un electrón regresa a su nivel original, emite energía en forma de luz. La longitud de onda y el color de la luz dependen de la cantidad de energía que pierda el electrón. Cuanta más energía se libera, mayor tendencia hacia el extremo violeta del espectro tendrá el color. Una menor pérdida de energía resulta en un desplazamiento hacia la región del rojo en el espectro.

MiniLab 7.1

Ensayos a la flama

¿Cómo cambian los colores a la flama de los diferentes elementos? Los vibrantes colores que se ven en los fuegos artificiales son el resultado del movimiento de los electrones de los átomos metálicos, desde niveles energéticos más altos hacia niveles energéticos más bajos, que se produce gracias a la adición de energía calorífica. Bajo los mismos fundamentes, si se quiere identificar metales desconocidos, se puede utilizar una técnica llamada ensayo a la flama, que consiste en calentar compuestos que contienen átomos metálicos y ver el color que producen.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Pide a tu profesor seis **varillas de madera** etiquetadas, previamente humedecidas en **soluciones saturadas de los cloruros de litio**, **sodio**, **potasio**, **calcio**, **estroncio** y **bario**.
3. Enciende un **mechero** de laboratorio o un **quemador de propano** con asa metálica. Ajusta la flama del mechero para que sea azul, lo más caliente posible.
4. Mantén en la flama la parte humedecida de cada una de las varillas, durante un corto tiempo. Observa y toma nota del color de la flama. Apaga las varillas cuando la flama ya no tenga color.
5. Toma la varilla humedecida con la **solución desconocida**. Realiza el ensayo a la flama e identifica el elemento metálico desconocido.

Análisis

1. **Describe** ¿Qué color característico identifica cada uno de los elementos metálicos?
2. **Identifica** el elemento metálico desconocido. Justifica tu respuesta.
3. **Explica** cómo podrías probar una sustancia cristalina desconocida para determinar si es sal de mesa. Nunca se recomienda hacer una prueba de sabor con un compuesto desconocido.

Átomos multielectrónicos Así como el espectro de emisión del hidrógeno tiene cuatro líneas características que lo identifican, el espectro de emisión de cada elemento tiene una serie de líneas espectrales características. Esto significa que los niveles energéticos de un átomo también deben ser característicos de cada elemento. Pero cuando los científicos investigaron los átomos multielectrónicos descubrieron que los espectros eran mucho más complejos de lo que esperaban por la sencilla serie de niveles energéticos supuestos para el hidrógeno. En la **figura 7.6** se muestran los espectros de tres elementos: hidrógeno (H), mercurio (Hg) y neón (Ne).

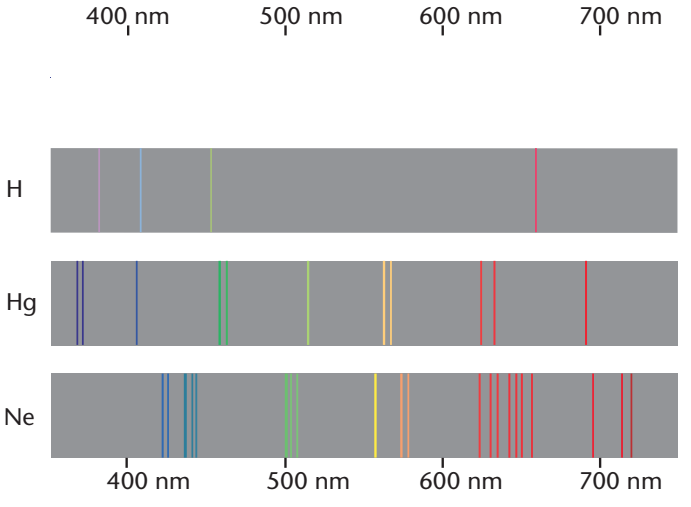


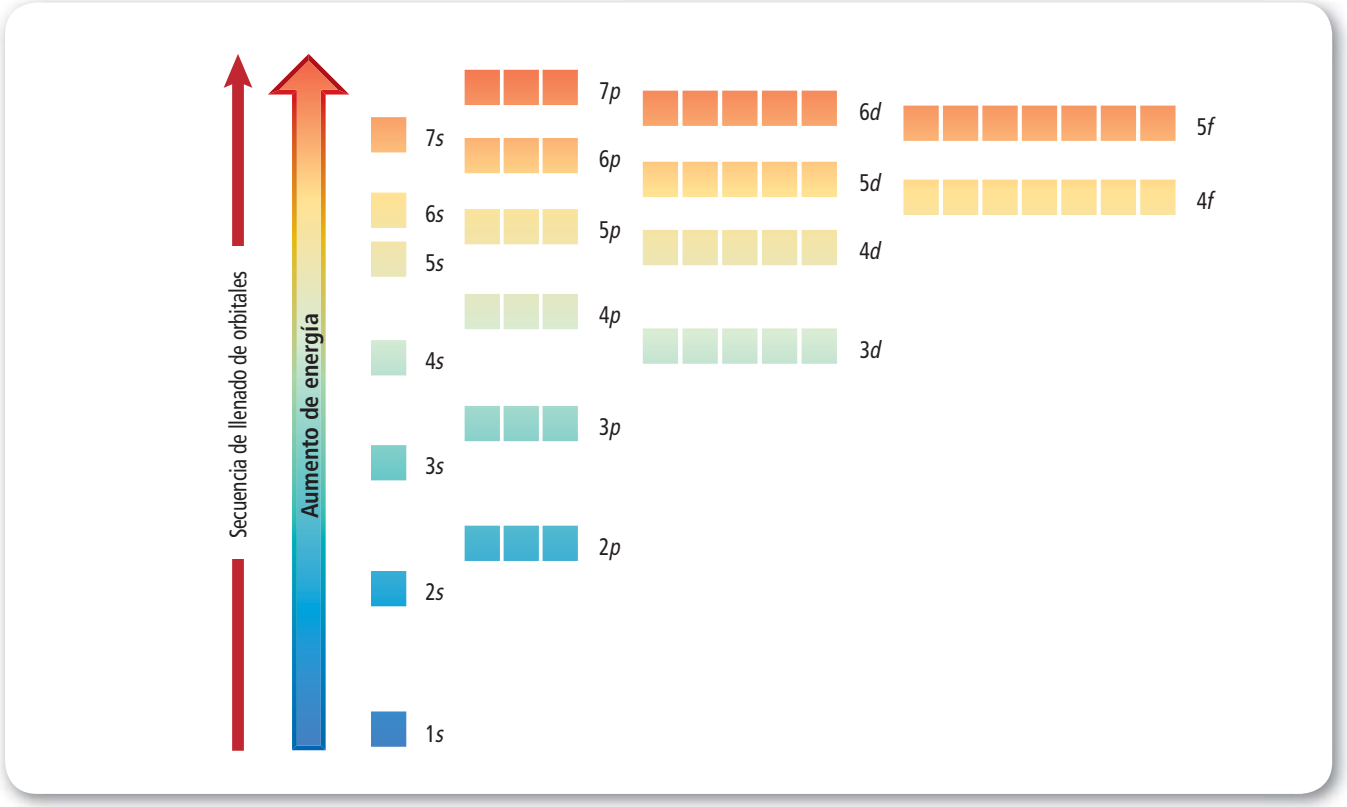
Figura 7.6 Los espacios grandes entre las líneas espectrales indican que los electrones se mueven entre niveles energéticos que tienen una diferencia grande de energía. Los grupos de líneas finas indican que los electrones se mueven entre niveles energéticos que tienen energías cercanas.

Subniveles energéticos Observa que los espectros del mercurio y el neón que aparecen en la **figura 7.6** tienen muchas más líneas que el espectro del hidrógeno. Algunas líneas cercanas se agrupan y hay espacios grandes entre estos agrupamientos de líneas. Los espacios grandes corresponden a la energía liberada cuando un electrón brinca de un nivel energético a otro. Las líneas cercanas se interpretan como el movimiento de electrones entre niveles que no tienen energías muy diferentes. Esto indica que existen **subniveles** —divisiones en un nivel— en determinados niveles energéticos. Si los electrones se distribuyen sobre uno o más subniveles dentro de un nivel energético, entonces estos electrones tendrán energías ligeramente distintas. Los subniveles energéticos se designan como *s*, *p*, *d* o *f*.

Cada nivel energético tiene un número específico de subniveles, que es el mismo que el número del nivel energético para los primeros cuatro periodos de la tabla periódica. Por ejemplo, el primer nivel energético tiene un subnivel, llamado subnivel 1*s*. El segundo nivel energético tiene dos subniveles, el 2*s* y el 2*p*. El tercer nivel energético tiene tres subniveles: 3*s*, 3*p* y 3*d*, mientras que el cuarto nivel energético tiene cuatro subniveles: 4*s*,4*p*, 4*d* y 4*f*. La energía de los subniveles en cada nivel energético, de menor a mayor, es *s*, *p*, *d* y *f*.

El **principio de aufbau** indica que cada electrón ocupa el subnivel electrónico libre más bajo. Por tanto, necesitas aprender la secuencia de los orbitales atómicos. Esta secuencia, conocida como el diagrama de aufbau, se muestra en la **figura 7.7**. Esto explica los grupos de líneas finas en el espectro de emisión de un elemento. Por ejemplo, podrías esperar tres líneas espectrales con frecuencias ligeramente diferentes como consecuencia de la caída de los electrones desde los subniveles 3*s*, 3*p* y 3*d* hacia el subnivel 2*s*. Como cada uno de estos electrones, al inicio, tiene una energía ligeramente diferente dentro del tercer nivel energético, cada uno emite una radiación levemente distinta.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.



■ **Figura 7.7** Este diagrama muestra la energía de cada subnivel, con respecto a la energía de otros subniveles.
Aplica ***¿Qué nivel energético tiene mayor energía, el 4d o el 5p?***

QUIMILAB

METALES, CAPACIDAD DE REACCIÓN Y ELECTRONES DE VALENCIA

Contexto

Muchos metales reaccionan con los ácidos produciendo hidrógeno gaseoso. Si un metal reacciona de esta forma con los ácidos, la cantidad de hidrógeno que se produce se relaciona con el número de electrones de valencia del átomo del metal. En este QuimiLab pondrás a reaccionar el mismo número de átomos de magnesio y de aluminio con ácido clorhídrico y vas a comparar la capacidad de reacción de los dos metales. Cada reacción se efectúa sólo cuando hay átomos del metal para reaccionar.

Pregunta

¿Cómo se comparan la reacción entre el ácido clorhídrico y el magnesio con la reacción entre el ácido clorhídrico y el aluminio, y cómo se relacionen estas capacidades de reacción con los electrones de valencia de los dos elementos metálicos?

Objetivos

Comparar la capacidad de reacción del magnesio y del aluminio.

Interpretar los resultados del experimento en términos del número de electrones de valencia de los átomos de los dos elementos.

Preparación

Materiales

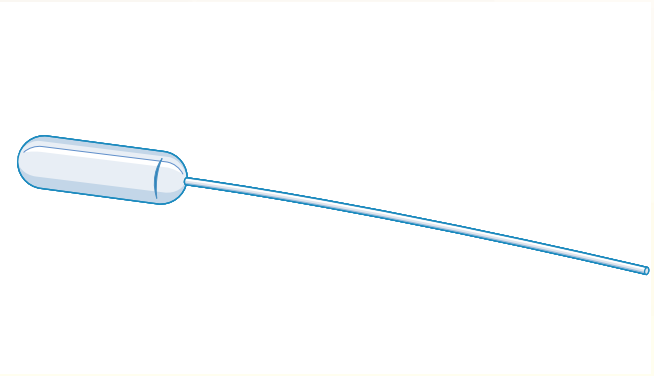
micropipetas delgadas (2)
probeta graduada de 50 mL
recipiente para agua o palangana de plástico
ácido hidroclorhídrico (HCl) 1*M*
ácido hidroclorhídrico (HCl) 3*M*
hoja de aluminio
cinta adhesiva transparente, a prueba de agua
película de plástico
pinzas (2)

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***El bulbo de la micropipeta puede llegar a calentarse durante la reacción. Sujeta el extremo de la micropipeta con unas pinzas.***

Procedimiento

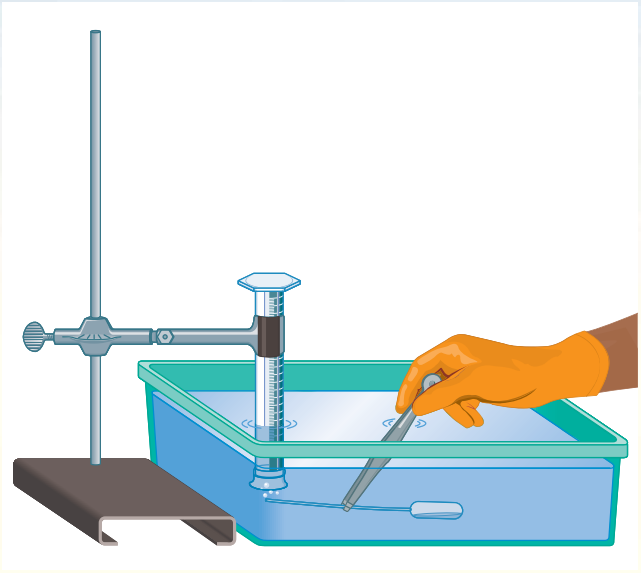
1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Haz pequeños cortes en las dos micropipetas, como se muestra. Pide a tu profesor una muestra de 0.020 g de cinta de magnesio e insértala en el bulbo de una de las pipetas. Pide una muestra de 0.022 g de hoja de aluminio e insértala en el bulbo de la otra pipeta. Sella los cortes con cinta adhesiva transparente, resistente al agua, y marca las dos pipetas con *magnesio* (*Mg*) o *aluminio* (*Al*).



3. Llena completamente, con agua, el recipiente o palangana de plástico.
4. Llena con agua la probeta graduada de 50 mL, hasta el borde, y cubre la boca con una película de plástico. Sujeta con fuerza el plástico para que no se caiga el agua e invierte la probeta colocando la boca bajo la superficie del agua en el recipiente. Quita la película de plástico. No debe haber ninguna cantidad de aire en la probeta. De no ser así, repite el procedimiento. La probeta invertida puede sujetarse con pinzas en lugar de mantenerse con la mano.

5. Extrae la mayor parte del aire del bulbo de la pipeta que contiene el magnesio e introduce 3 mL de HCl 1*M* en la pipeta.

   PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado al manipular la solución de ácido clorhídrico. Es peligroso para los ojos, la piel y la ropa. Si se produce algún contacto con tu piel o tus ojos, o algún derrame, enjuágalo de inmediato con agua y avisa a tu profesor.***



6. Sujeta la pipeta con unas pinzas, como se muestra, y sumérgela rápidamente en la palangana, de manera que la punta de la pipeta quede dentro del extremo abierto de la probeta graduada.
7. Recolecta el hidrógeno gaseoso en la probeta graduada. Deja que continúe la reacción hasta que la cinta de magnesio se haya terminado.
8. Mientras la probeta graduada se mantiene en su sitio, toma la lectura del volumen de hidrógeno producido y anótalo en una tabla como la que se muestra.
9. Quita la cinta adhesiva de la pipeta y enjuágala con agua.
10. Repite los pasos 5 al 9 usando la pipeta que contiene el aluminio y el HCl 3*M*. Toma la lectura y anota el volumen de hidrógeno gaseoso que se produjo.

Datos y observaciones

Tabla de datos	
Volumen de hidrógeno	
Hidrógeno a partir de magnesio (mL)	
Hidrógeno a partir de aluminio (mL)	

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** El volumen de hidrógeno gaseoso que recolectaste es proporcional al número de moléculas de hidrógeno que se producen en las dos reacciones. ¿Cuál elemento, el aluminio o el magnesio, produjo más moléculas de hidrógeno?
2. **Saca conclusiones** ¿Cuál elemento tiene mayor capacidad de reacción por átomo? Usa los datos del volumen para expresar las capacidades de reacción relativas de los dos elementos como una proporción de números enteros pequeños.
3. **Relaciona conceptos** En este experimento, los átomos de ambos metales reaccionan perdiendo electrones para formar iones positivos. Relaciona la proporción de las capacidades de reacción con el número de electrones de valencia de cada elemento.

Aplicación y evaluación

Resume Escribe las ecuaciones balanceadas de las dos reacciones químicas que realizaste.

CONTINÚA INDAGANDO

Deduce Si hubieras realizado esta investigación con sodio, usando aproximadamente el mismo número de átomos de magnesio y de aluminio, predice el volumen de hidrógeno gaseoso que se hubiera producido. **PRECAUCIÓN**: ***Debido a que el sodio reacciona en forma explosiva con el agua, no puede usarse en esta investigación.***

Microscopios de alta tecnología

Si fueras un estudiante de química de la época de 1960 o anterior, te hubieran dicho que nadie puede ver un átomo. Ahora, con la ayuda de las computadoras y revolucionarios microscopios, es posible generar imágenes de los átomos en dos y tres dimensiones. Incluso es posible hacer girar a los átomos y observar sus nubes electrónicas. ¿Qué clase de instrumento puede realizar hazañas en las que no se pensaba hace una o dos décadas? Éstos incluyen tres tipos de microscopios: de exploración con sonda, exploración de túnel y fuerza atómica.

Microscopio de exploración con sonda (SPM)

Los SPM usan sondas para percibir las superficies y producir imágenes tridimensionales de la parte exterior de una sustancia, como se muestra en la **figura 1**. Puede verse, en tres dimensiones, la distribución exacta de los átomos, lo cual se logra al medir cambios en la corriente, según la sonda pasa sobre una superficie. Los SPM pueden detectar los átomos uno por uno, hacerlos girar y formar dibujos, como estos caracteres kanji japoneses mostrados en la **figura 2**. Logros de este tipo sugieren que en el futuro toda la información de la Biblioteca del Congreso podría almacenarse en una lámina circular de silicio, de 20.3 cm de diámetro. Los científicos pueden usar los SPM para ver cómo se unen las superficies o cómo hacer más pequeños los circuitos para que las computadoras sean más rápidas. Incluso pueden colocar mil terminaciones en un chip de silicio de 2 cm^2.

Figura 2 Átomos organizados para formar caracteres kanji japoneses.

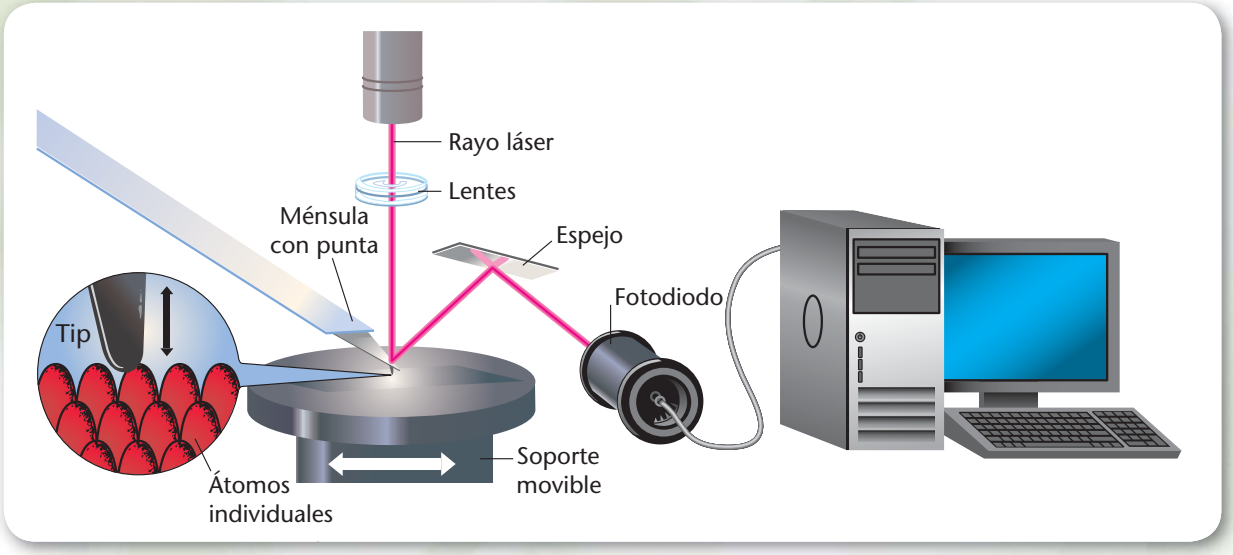


Figura 1 Microscopio de exploración con sonda.

Microscopio de exploración de túnel (STM)

El microscopio de exploración de túnel también proporciona nueva tecnología para los químicos y físicos. Las áreas rojas en la **figura 3**, muestran los electrones de valencia de los átomos metálicos que están libres para moverse en torno al cristal metálico. Sólo se pueden mover en dos dimensiones en la superficie del cristal y se comportan como ondas. Dos imperfecciones en la superficie del cristal hacen que los electrones produzcan patrones de ondas concéntricas.

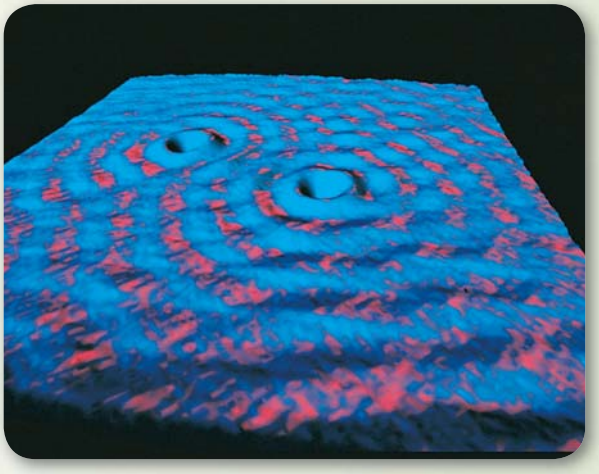


Figura 3 Patrones de ondas causadas por los electrones.

Otra tecnología de STM usa hidrógeno para empujar hacia un lado la superficie de los átomos semiconductores y observar la estructura atómica profunda. Mediante este método se pueden eliminar, cada vez, los átomos de una capa.

Recientemente, el STM ha tenido éxito para formar imágenes de las nubes electrónicas de átomos y moléculas. A la derecha se muestra una imagen de aumento a color de STM de arseniuro de galio. También se pueden calcular las imágenes de nubes electrónicas de moléculas. En la **figura 4** se muestra una fotografía, producida por un STM e interpretada con colores, del arseniuro de galio. Las nubes electrónicas del galio aparecen en azul. Las nubes electrónicas del arsénico aparecen en rojo. Los químicos se imaginaban la estructura de los átomos y moléculas usando la evidencia indirecta de las reacciones químicas, experimentos físicos y cálculos matemáticos. Actualmente pueden ver imágenes de los átomos mientras experimentan con ellos y basan su trabajo tanto en evidencias directas como indirectas.

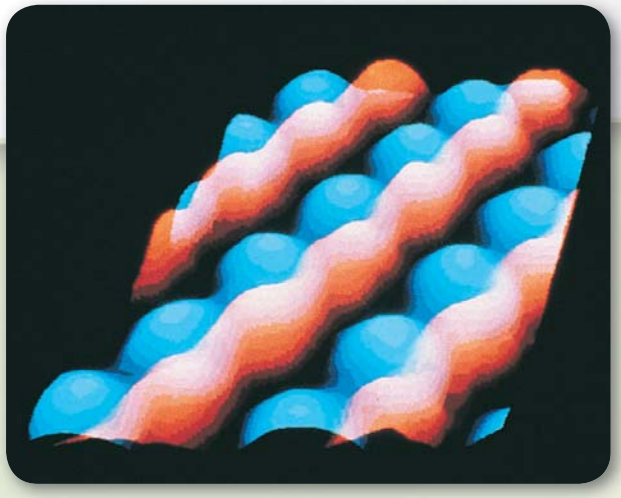


Figura 4 Nubes electrónicas del galio y el arsénico.

Microscopio de fuerza atómica (AFM)

El AFM, inventado en 1985, utiliza las fuerzas de repulsión entre los átomos de las puntas de la sonda y las de la superficie de la muestra para formar imágenes en la pantalla de la computadora. Una ventaja del AFM es el hecho de que no tiene que trabajar al vacío, por lo que no se requiere de una preparación especial de las muestras. Los AFM pueden proporcionar imágenes de moléculas en tejidos vivos y de la superficie de membranas de células vivas, capa por capa. La **figura 4** muestra las nubes electrónicas del galio y el arsénico.

Análisis de la tecnología

1. **Compara y contrasta** Algunos microscopios de exploración de túnel pueden eliminar capas de átomos. ¿Cómo se compara esta capacidad con lo que puede hacer el microscopio de exploración con sonda?
2. **Adquiere información** Infórmate acerca del microscopio óptico de exploración de campo cercano.
3. **Infiere** Compara los diagramas de las moléculas con las imágenes de las moléculas producidas por el STM generadas por las computadoras. ¿Cuáles son las conclusiones acerca de la estructura molecular usando los métodos convencionales apoyándose en las fotografías?

Tabla 7.1 Distribución electrónica en los cuatro primeros niveles energéticos

Nivel energético	Electrones en el nivel	Subnivel	Electrones en el subnivel
1	2	1*s*	2
2	8	2*s*	2
		2*p*	6
3	18	3*s*	2
		3*p*	6
		3*d*	10
4	32	4*s*	2
		4*p*	6
		4*d*	10
		4*f*	14

Distribución de los electrones en los niveles energéticos

En cada subnivel cabe un número específico de electrones. Un subnivel *s* puede tener un máximo de dos electrones, un subnivel *p* puede tener seis electrones, un subnivel *d* puede tener diez electrones y un subnivel *f* puede tener 14 electrones. En la **tabla 7.1** se muestra cómo se distribuyen los electrones en los subniveles de los cuatro primeros niveles energéticos.

Observa que el primer nivel tiene un subnivel, el 1*s*. El número máximo de electrones en un subnivel *s* es de dos, por lo que el primer nivel energético se llena cuando logra dos electrones. El segundo nivel energético tiene dos subniveles, el 2*s* y el 2*p*. El número máximo de electrones en un subnivel *p* es de seis, por lo que el segundo nivel energético se llena cuando tiene ocho electrones, dos en el subnivel 2*s* y seis en el subnivel 2*p*. Observa el tercero y el cuarto niveles, donde puedes ver que el tercer nivel energético puede tener diez electrones más que el segundo porque hay un subnivel *d*. El cuarto puede tener 14 electrones más que el tercero porque hay un subnivel *f*.

VOCABULARIO

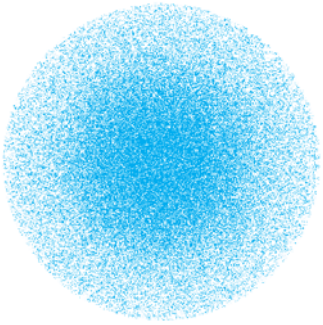
ORIGEN DE LA PALABRA

Orbital
proviene del latín *orbita*, que significa *senda*, *camino*, *sendero*, *circuito*.

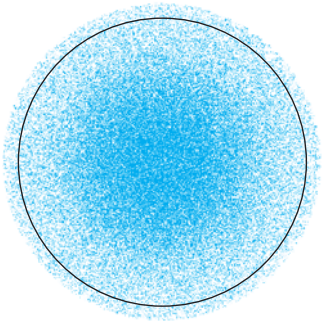
Orbitales En la década de 1920, Werner Heisenberg llegó a la conclusión de que es imposible medir con exactitud y al mismo tiempo la posición y la energía de un electrón. Este principio se conoce como el **principio de incertidumbre de Heinsenberg**. En 1932 Heisenberg ganó el Premio Nobel de Física por su descubrimiento, que condujo al desarrollo del modelo de la nube electrónica para describir la posición de los electrones en los átomos.

Probabilidad y modelo de la nube electrónica Mediante el modelo matemático desarrollado por Erwin Schrödinger, se puede estimar la probabilidad de encontrar un electrón en una región del espacio. Imagina que tomas una fotografía de un solo electrón que es atraído hacia el núcleo de un átomo de hidrógeno. Una vez cada segundo accionas el disparador de tu cámara, obteniendo imágenes del electrón en la misma fotografía. Después de unos cuantos cientos de instantáneas, revelas el rollo de película y encuentras un diagrama continuo.

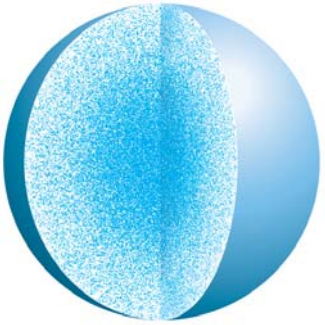
Figura 7.8



La mayor parte del tiempo, el electrón del hidrógeno está dentro de la nube dispersa del dibujo en dos dimensiones.



Un círculo, con el núcleo en el centro y enmarcando 95 por ciento de la nube, define un orbital en dos dimensiones.



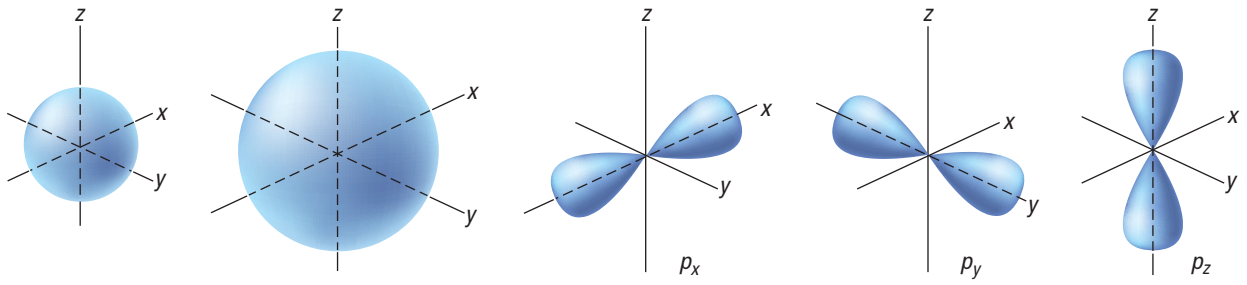
El modelo esférico representa el orbital 1*s* del hidrógeno en tres dimensiones.

Algunas veces el electrón está cerca del núcleo. Otras, está muy retirado. La mayor parte del tiempo está en una pequeña región espacial que parece una nube. Esta nube electrónica no tiene una frontera exacta, ya que sus bordes son difusos. Si pides a alguien que vea el dibujo que se muestra en la **figura 7.8** y te diga dónde está el electrón, probablemente te dirá que está en cualquier lugar dentro de la nube. Pero esta nube de probabilidad electrónica puede ser útil. Si dibujas una línea que abarque 95 por ciento de la nube, dentro de la esfera que resulta puedes esperar encontrar al electrón 95 por ciento del tiempo. La región espacial en la que hay este 95 por ciento de probabilidad de encontrar al electrón se llama **orbital**.

Electrones en los orbitales Los orbitales son regiones espaciales localizadas alrededor del núcleo de un átomo, cada uno de los cuales tiene la energía del subnivel del que forma parte. Los orbitales pueden tener tamaños y formas diferentes. Hay cuatro tipos de orbitales, donde se ordenan los electrones de todos los átomos de los elementos que se conocen. A estos cuatro orbitales se aplican dos reglas sencillas. Primera, un orbital puede alojar un máximo de dos electrones. Segunda, un orbital tiene el mismo nombre que el subnivel. Sólo hay un orbital *s* con, como máximo, 2 electrones. Un subnivel *p* puede tener como máximo 6 electrones y, por tanto, hay tres orbitales *p*, cada uno con 2 electrones. En la **figura 7.9** se muestra la forma de los orbitales *s* y *p*.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Figura 7.9 Los orbitales tienen formas características que dependen del número de electrones en los subniveles energéticos.



Orbital 1*s*

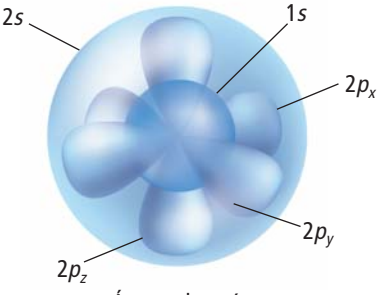
Orbital 2*s*

Todos los orbitales *s* son esféricos, y su tamaño aumenta conforme aumenta el número del nivel energético.

Los tres orbitales *p* tienen formas de pesas y están orientados a lo largo de los tres ejes perpendiculares *x*, *y* y *z*.

NOTICIAS de la materia

Cuando se proporciona más y más energía a un electrón de un átomo, brinca a niveles energéticos cada vez más altos. El electrón se aleja cada vez más del núcleo. El resultado final es que el electrón se pierde del núcleo y queda un ion.



Átomo de neón

■ **Figura 7.10** Imagínate un par de electrones moviéndose en un orbital. En cualquier instante, la mayor parte del orbital está vacía, espacio que puede ser usado por otro par de electrones.

Determina *cuántos electrones tiene un átomo de neón.*

Las formas esféricas de los átomos Como se muestra en la **figura 7.10**, la superposición de los orbitales 2*s* y 2*p* resulta en una nube de forma básicamente esférica. Es por esto que los electrones de un átomo se pueden representar como una serie de esferas difusas concéntricas. En la siguiente sección aprenderás cómo es que se puede utilizar la tabla periódica para deducir las configuraciones electrónicas de los átomos.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando las configuraciones electrónicas, revisa los problemas adicionales de la página 817.

Configuraciones electrónicas En cualquier átomo los electrones se distribuyen en subniveles y orbitales de forma que su distribución sea la más estable, es decir, la de menor energía. Este arreglo de mayor estabilidad en subniveles y orbitales se llama **configuración electrónica**.

Los electrones llenan los orbitales y los subniveles de una manera ordenada ya que comienza en los subniveles internos y continúa hacia los externos. En un subnivel determinado, los electrones llenan primero el orbital *s* y después el *p*. Por ejemplo, el primer nivel energético tiene dos electrones. Estos electrones se aparean en el orbital 1*s*. El segundo nivel energético tiene cuatro orbitales y puede alojar ocho electrones. Los dos primeros electrones se aparean en el orbital 2*s* y los seis restantes se aparean en los tres orbitales 2*p*.

Sección 7.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La posición de un elemento en la tabla periódica indica el número de electrones de valencia de ese elemento.
- Los electrones de valencia más externos determinan las propiedades de un elemento.
- En un átomo, los electrones sólo se pueden encontrar en niveles con una energía específica.
- Los niveles energéticos tienen subniveles. Cada subnivel puede contener un número de electrones específico.
- Los subniveles se dividen en orbitales de tipo *s*, *p*, *d* y *f*. Los subniveles contienen 2, 6, 10 y 14 electrones, respectivamente.

1. Idea PRINCIPAL **Deduce** ¿Cuántos orbitales *s* puede tener el tercer nivel energético? ¿Cuántos orbitales *p*? ¿Cuántos orbitales *d*?
2. **Deduce** ¿Cuántos electrones puede alojar cada subnivel del cuarto nivel energético?
3. **Describe** ¿Cuál es la forma de un orbital *p*? ¿En qué difieren los orbitales *p* del mismo nivel energético?
4. **Aplica los conceptos** ¿Cuáles son los dos aspectos en que difieren los elementos con los números atómicos 12 y 15?
5. **Explica** El vapor de sodio contenido en un bulbo o tubo emite una luz amarilla brillante cuando se conecta a una fuente de alto voltaje. Explica qué les sucede a los átomos de sodio para producir esta luz.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 7.2

Objetivos

- **Distinguir** los bloques *s*, *p*, *d* y *f* en la tabla periódica y relacionarlos con la configuración electrónica de un elemento.
- **Predecir** las configuraciones electrónicas de los elementos usando la tabla periódica.

Revisión de vocabulario

orbital: espacio en el cual hay una probabilidad alta de encontrar un electrón

Vocabulario nuevo

elemento de transición interna

FOLDABLES

Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

La tabla periódica y la estructura atómica

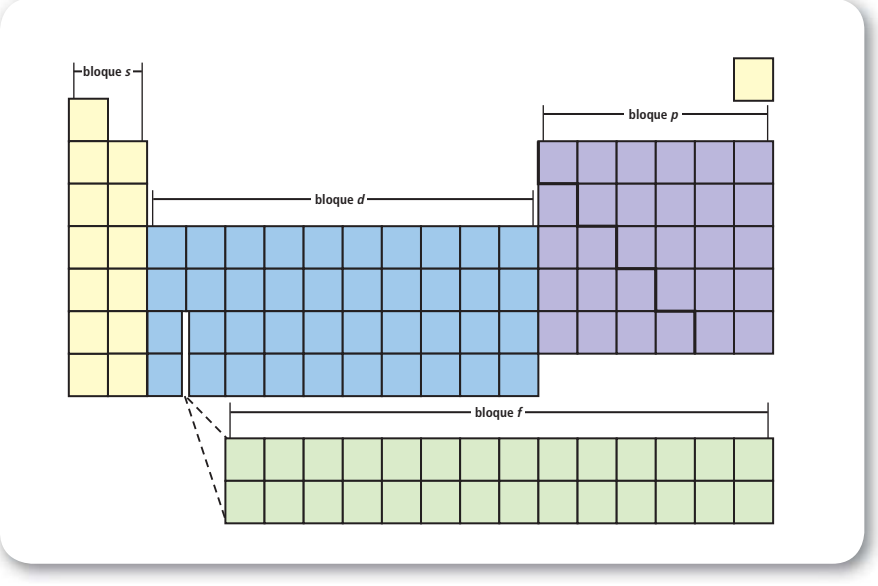
Idea PRINCIPAL **Se puede utilizar un patrón predecible para determinar el arreglo de los electrones en un átomo.**

Vínculo con el mundo real Imagínate que estás a punto de jugar damas chinas por primera vez. ¿Cómo sabes dónde colocar las canicas en el tablero para empezar el juego? Sin las reglas del juego o un diagrama del tablero para iniciar, no sabrías qué hacer.

Modelos de estructura atómica

Los electrones ocupan los niveles energéticos llenando, primero, el primer nivel y luego los niveles energéticos superiores, en orden ascendente. Los electrones de valencia de los elementos del grupo principal ocupan los orbitales *s* y *p* del nivel energético externo. La posición de un elemento en la tabla periódica muestra cuáles orbitales —*s*, *p*, *d* y *f*— ocupan los electrones de valencia.

Los orbitales y la tabla periódica La configuración de la tabla periódica moderna es el resultado directo del orden con el que los electrones llenan los subniveles energéticos y los orbitales. La tabla periódica de la **figura 7.11** está dividida en bloques que muestran los subniveles y los orbitales ocupados por los electrones de los átomos. Observa que los grupos 1 y 2 (metales activos) tienen los electrones de valencia en orbitales *s*, mientras que los grupos 13 a 18 (metales, metaloides y no metales) tienen los electrones de valencia tanto en orbitales *s* como *p*. Por tanto, todos los elementos del grupo principal tienen los electrones de valencia en orbitales *s* o *p*. Los grupos 1 y 2 se designan como la región *s* de la tabla periódica, a la vez que los grupos 13 a 18 se denominan región *p*. Observa que los grupos 3 a 12 se designan como la región *d* y que cada fila de esta región tiene diez elementos. El bloque que aparece debajo de la tabla es la región *f* y cada fila de esta región contiene 14 elementos.



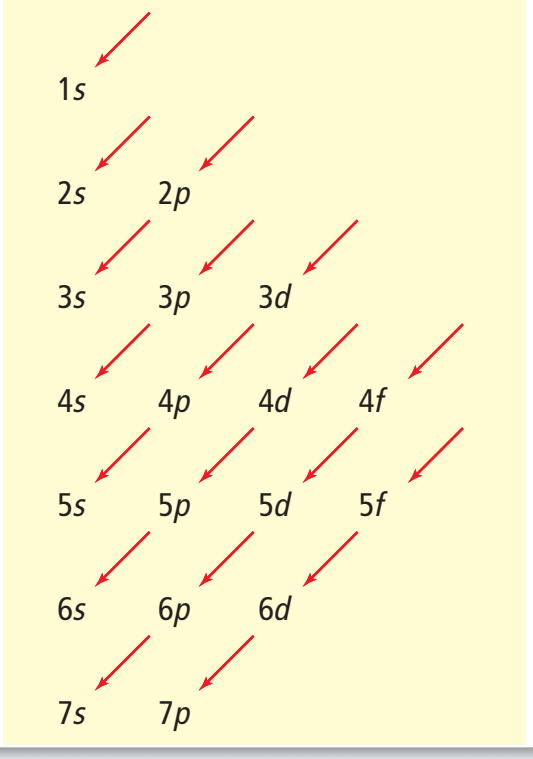
■ **Figura 7.11** La tabla periódica está dividida en cuatro bloques: *s*, *p*, *d* y *f*.

Analiza ***¿Cuál es la relación que existe entre el número máximo de electrones que puede haber en un subnivel energético y el tamaño de cada uno de los bloques que se muestran en el diagrama?***

Construcción de las configuraciones electrónicas

Las propiedades químicas se repiten cuando los elementos se ordenan de acuerdo con su número atómico porque las configuraciones electrónicas repiten cierto modelo. Revisa de nuevo la **figura 7.7** y el principio de Aufbau. El hidrógeno tiene un único electrón en el primer nivel energético. Su configuración electrónica es $1s^1$. Esta notación es estándar para las configuraciones electrónicas. El número 1 se refiere al nivel energético, la letra *s* se refiere al subnivel y el superíndice se refiere al número de electrones que tiene ese subnivel. El helio tiene dos electrones en el orbital 1*s*. Su configuración electrónica es $1s^2$. El helio tiene completamente ocupado el primer nivel energético. Cuando el primer nivel energético está lleno, los electrones adicionales deben ir al segundo nivel energético. Los electrones se acomodan en el subnivel de tal forma que el átomo tenga la configuración electrónica más estable, que es la de menor energía.

Configuraciones del segundo periodo El litio encabeza el segundo periodo. Sus dos primeros electrones llenan el primer nivel energético, por lo que el tercer electrón ocupa el segundo nivel. La configuración electrónica del litio es $1s^2 2s^1$. El berilio tiene dos electrones en el orbital 2*s*, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2$. A medida que avanzas a lo largo del segundo periodo, los electrones empiezan a ubicarse en los orbitales *p*. Cada elemento sucesivo tiene un electrón más en los orbitales 2*p*. Por ejemplo, el carbono tiene cuatro electrones en el segundo nivel energético. Dos de ellos están en el orbital 2*s* y dos están en los orbitales 2*p*. La configuración electrónica del carbono es $1s^2 2s^2 2p^2$. En el elemento número 10, neón, el subnivel *p* está lleno con seis electrones. La configuración electrónica del neón es $1s^2 2s^2 2p^6$. El neón tiene ocho electrones de valencia; dos están en un orbital *s* y seis en orbitales *p*. Puedes utilizar el diagrama de la **figura 7.12** para ayudarte a escribir la configuración electrónica de cualquier elemento.



■ **Figura 7.12** El diagrama de aufbau ayuda a ilustrar el patrón predecible de cómo se llenan los subniveles electrónicos. Usa los siguientes pasos, junto con el diagrama de aufbau, para escribir configuraciones electrónicas.

1. Determina el número de electrones en un átomo del elemento del que desees escribir su configuración electrónica. El número de electrones en un átomo neutro es igual al número atómico del elemento.

2. Escribe la configuración electrónica empezando por 1*s* y siguiendo las flechas diagonales que van de arriba hacia abajo. Cuando completes una línea de flechas, continúa hacia la derecha, justo en donde empieza la siguiente línea de flechas. Utiliza superíndices para indicar cuántos electrones hay en cada subnivel. Sigue con este procedimiento hasta que tengas suficientes subniveles atómicos en donde acomodar el número total de electrones que tiene un átomo del elemento.

Configuraciones del tercer periodo El sodio, número atómico 11, encabeza el tercer periodo y tiene un solo electrón 3*s* después de la configuración del neón. La configuración electrónica del sodio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Si comparas esto con la configuración electrónica del litio, $1s^2 2s^1$, es fácil ver por qué el sodio y el litio tienen propiedades químicas semejantes. Cada uno tiene un solo electrón en el nivel de valencia.

Notación del gas noble Observa que la configuración electrónica del neón tiene un corazón interno de electrones que es idéntico a la configuración del helio ($1s^2$). Esto simplifica la forma de escribir las configuraciones electrónicas. La configuración electrónica del neón se puede abreviar como $[He]2s^2 2p^6$. En la forma abreviada, la configuración electrónica del neón se representa con el corazón interno de electrones del gas noble de la fila precedente (He), seguido por los orbitales llenos en el periodo que se trate. La configuración electrónica abreviada del sodio es $[Ne]3s^1$, donde el corazón del neón representa los diez electrones internos de este elemento. Su semejanza con la configuración del litio, $[He]2s^1$ muestra claramente que estos elementos del grupo 1 tienen el mismo número de electrones de valencia en el mismo tipo de orbital.

En la **tabla 7.2** se muestra la configuración electrónica de todos los elementos del segundo y tercer periodos. Observa que los elementos del mismo grupo tienen configuraciones semejantes. Esto es importante porque demuestra que las tendencias periódicas de las propiedades que se observan en la tabla periódica, realmente son el resultado de la repetición de patrones en la configuración electrónica.

Concepts in Motion

Interactive Table Para explorar las configuraciones electrónicas y los diagramas en una tabla interactiva, vista glencoe.com.

Tabla 7.2 **Configuraciones electrónicas de los elementos del segundo y tercer periodos**

Elementos del segundo periodo	Configuración	Elementos del tercer periodo	Configuración
Litio	$[He]\ 2s^1$	Sodio	$[Ne]3s^1$
Berilio	$[He]\ 2s^2$	Magnesio	$[Ne]3s^2$
Boro	$[He]\ 2s^2 2p^1$	Aluminio	$[Ne]3s^2 3p^1$
Carbono	$[He]\ 2s^2 2p^2$	Silicio	$[Ne]3s^2 3p^2$
Nitrógeno	$[He]\ 2s^2 2p^3$	Fósforo	$[Ne]3s^2 3p^3$
Oxígeno	$[He]\ 2s^2 2p^4$	Azufre	$[Ne]3s^2 3p^4$
Flúor	$[He]\ 2s^2 2p^5$	Cloro	$[Ne]3s^2 3p^5$
Neón	$[He]\ 2s^2 2p^6$	Argón	$[Ne]3s^2 3p^6$

MiniLab 7.2

Los modelos de los electrones en los átomos

¿Cómo puedes hacer un modelo para entender la distribución de probabilidad? La teoría atómica moderna no puede decirte exactamente dónde se encuentran los electrones en los átomos. Sin embargo, define regiones en el espacio, llamadas orbitales en donde hay 95 por ciento de probabilidad de encontrar un electrón. El orbital de menor energía de cualquier átomo se llama orbital 1*s*. En este MiniLab harás una simulación de la distribución probable del orbital 1*s* tomando en cuenta la distribución de los impactos o golpes en torno a un punto como blanco.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Consigue dos piezas de **papel blanco de 8½" × 11"** y dibuja en el centro de cada papel una marca pequeña pero visible. Mantén los papeles juntos hacia la luz y haz que coincidan exactamente las marcas del centro.
3. Alrededor del punto central de uno de los papeles, que vas a llamar el papel objetivo, dibuja círculos concéntricos con radios de 1, 3, 5, 7 y 9 cm. Numera las áreas del blanco como 1, 2, 3, 4 y 5, empezando con el número 1 en el centro.
4. Coloca un soporte en el piso y en la parte alta pon el **papel objetivo** con el dibujo hacia arriba.
5. Cubre el papel objetivo con un trozo de **papel carbón**, con el lado del carbón hacia abajo. Después acomoda la segunda pieza de papel blanco arriba, con la marca del centro hacia arriba. Usa **cinta adhesiva** para asegurar las tres capas de papel en su lugar sobre el soporte y para asegurar el soporte en el piso.
6. Levanta el papel objetivo y lanza un **dardo** 100 veces, desde la altura de tu pecho, tratando de golpear la marca central.
7. Quita la cinta adhesiva de los papeles. Separa los papeles blancos y el papel carbón. Tabula y anota el número de golpes en cada área del papel objetivo.

Análisis

1. **Haz una analogía** ¿Cuántos golpes anotaste en cada una de las áreas objetivo? ¿Qué representa cada área en el modelo del átomo?
2. **Grafica** Dibuja una gráfica poniendo el número de golpes en el eje vertical y el área objetivo en el eje horizontal.
3. **Analiza** ¿Cuál de las áreas objetivo tiene la mayor probabilidad de un golpe? Relaciona tus resultados con el modelo del átomo.

Las configuraciones de los gases nobles Cada periodo termina con un gas noble, por lo que todos los gases nobles tienen los niveles energéticos totalmente ocupados y, por tanto, obtienen la estabilidad de su configuración electrónica. La configuración electrónica de todos los gases nobles se muestra en la **tabla 7.3**. Con excepción del helio, todos tienen ocho electrones de valencia. Sin embargo, los dos electrones del helio llenan su nivel energético externo y es una configuración estable. Esta configuración electrónica estable explica la falta de reactividad de los gases nobles, los cuales no necesitan formar enlaces químicos para adquirirla.

Tabla 7.3 Las configuraciones electrónicas de los gases nobles

Gas noble	Configuración electrónica	Gas noble	Configuración electrónica
Helio	$1s^2$	Kriptón	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$
Neón	[He] $2s^2 2p^6$	Xenón	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$
Argón	[Ne] $3s^2 3p^6$	Radón	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Configuraciones del cuarto periodo Podrías esperar que después de los orbitales 3*p* que están llenos en el argón, el siguiente electrón ocupara un orbital 3*d*, pero no es así. El potasio está colocado a continuación del argón y encabeza el cuarto periodo. Su configuración es $[Ar]4s^1$. Compara la configuración del potasio con la del litio y la del sodio de la **tabla 7.2** y recuerda que el potasio es químicamente semejante a los elementos del grupo 1. Las evidencias experimentales indican que los subniveles 4*s* y 3*d* tienen energías muy cercanas, siendo el subnivel 4*s* el de menor energía. Por tanto, el subnivel 4*s* se llena antes debido a que en ese orden el átomo tiene menor energía. El elemento que sigue después del potasio es el calcio. El calcio completa el llenado del orbital 4*s*. Su configuración electrónica es $[Ar]4s^2$.

Elementos de transición Observa en la tabla periódica que al calcio le sigue un grupo de diez elementos, el primero de los cuales es el escandio y el último, el zinc. Éstos son los elementos de transición. Ahora, el subnivel 3*d* se empieza a llenar, dando lugar a átomos con la menor energía posible. A lo largo de la fila se adicionan diez electrones que llenan el subnivel 3*d*. Igual que en el bloque *s* de cada nivel energético, se adicionan dos electrones y se llena un orbital *s* y, en el bloque *p* de cada nivel energético, se adicionan seis electrones y llenan los tres orbitales *p*, en el bloque *d* se adicionan diez electrones. Existen cinco orbitales *d*. En el bloque *f* se adicionan 14 electrones y se acomodan en siete orbitales. La configuración electrónica del escandio, el primer elemento de transición, es $[Ar]4s^23d^1$. El zinc, último de la serie, tiene la configuración $[Ar]4s^23d^{10}$. En la **figura 7.13** se muestran las configuraciones de los elementos de transición 3*d*, cromo y cobre. Los seis elementos 3*d* siguientes, del galio al kriptón, llenan los orbitales 4*p* y completan el cuarto periodo.

■ **Figura 7.13** A lo largo del bloque *d* se adicionan diez electrones, lo cual satura los orbitales *d*. Observa que el cromo y el cobre tienen un solo electrón en el orbital 4*s*. Tales excepciones no predecibles muestran que las energías de los subniveles 4*s* y 3*d* son parecidas.

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
3*d*	Escandio 21 **Sc** $[Ar]4s^23d^1$	Titanio 22 **Ti** $[Ar]4s^23d^2$	Vanadio 23 **V** $[Ar]4s^23d^3$	Cromo 24 **Cr** $[Ar]4s^13d^5$	Manganeso 25 **Mn** $[Ar]4s^23d^5$	Hierro 26 **Fe** $[Ar]4s^23d^6$	Cobalto 27 **Co** $[Ar]4s^23d^7$	Níquel 28 **Ni** $[Ar]4s^23d^8$	Cobre 29 **Cu** $[Ar]4s^13d^{10}$	Zinc 30 **Zn** $[Ar]4s^23d^{10}$

Química cotidiana

Los colores de las gemas

¿Te has preguntado qué produce el hermoso color de un vitral o de los rubíes, esmeraldas o zafiros montados en un anillo? Los compuestos de los elementos de transición son los responsables de la generación del espectro completo de colores.

Los elementos de transición y el color de las gemas y los vitrales Los elementos de transición tienen muchos usos importantes, pero uno que a menudo se pasa por alto, es su papel de proporcionar el color a las gemas y vidrios. A pesar de que no todos los compuestos de los elementos de transición tienen color, la mayoría de los compuestos inorgánicos que lo poseen es debido a que contienen un elemento de transición como cromo, hierro, cobalto, cobre, manganeso, níquel, cadmio, titanio, oro o vanadio. El color de un compuesto queda determinado por tres factores:

1. la identidad del metal
2. su número de oxidación
3. el ion negativo con el que se combina.

Figura 1 Cristales de cuarzo.

Las impurezas proporcionan el color a las gemas Los cristales tienen propiedades fascinantes. Los cristales de cuarzo, incoloros y traslúcidos, que se muestran en la **figura 1**, están hechos de dióxido de silicio puro (SiO_2). Pero un cristal que es incoloro en su forma pura puede existir como una gran variedad de gemas de colores cuando están presentes cantidades mínimas de compuestos de los elementos de transición, por lo general, óxidos.

La amatista (púrpura), citrina (café amarillento) y el cuarzo rosa (rosa) son cristales de cuarzo que tienen ocluidos elementos de transición como impurezas. Los zafiros azules están formados por óxido de aluminio (Al_2O_3) con impurezas de óxido de hierro(II) (FeO) y óxido de titanio(IV) (TiO_2). Si en el Al_2O_3 están presentes trazas de óxido de cromo(III) (Cr_2O_3), la gema que resulta es un rubí rojo. Un segundo tipo de gema es el que está formado completamente por un compuesto coloreado. La mayoría son compuestos de los elementos de transición, como la rodocrosita, rosa-rojizo ($MnCO_3$) la hematita, negro-grisáceo ($Fe2O_3$) o la malaquita, verde ($CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$).

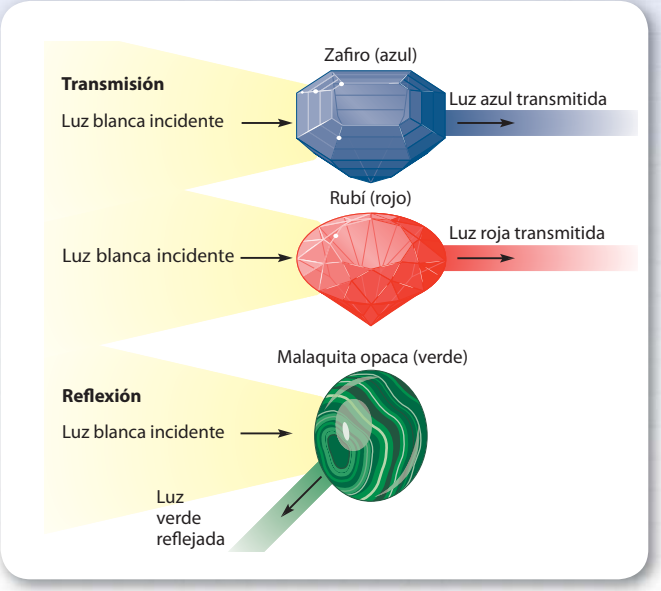


Figura 2 Las gemas son del color de la luz que transmiten o reflejan.

Cómo interactúan los iones metálicos con la luz para producir color ¿Por qué la presencia de Cr_2O_3 en el Al_2O_3 forma un rubí rojo? El Cr^{3+} absorbe los colores amarillos y verdes de la luz blanca que incide sobre el rubí y sólo deja pasar la luz restante, rojo y azul, lo que da como resultado un color rojo oscuro, como se muestra en la **figura 2**. Este mismo proceso ocurre en todas las gemas. Trazas de impurezas absorben determinados colores de la luz blanca que incide o atraviesa la piedra. Los colores de luz restantes se reflejan o se transmiten, lo cual produce el color de la gema.

Adición de elementos de transición al vidrio fundido para colorearlo El vidrio se colorea al agregarle compuestos de los elementos de transición mientras está fundido. Este procedimiento se aplica al vidrio de colores que se utiliza como vidrio soplado como se muestra en la **figura 3**, e incluso en el vidriado de piezas de cerámica. La tabla de abajo muestra algunos elementos de transición oxidados y sin oxidar, así como algunos no metales que producen colores en el vidrio.

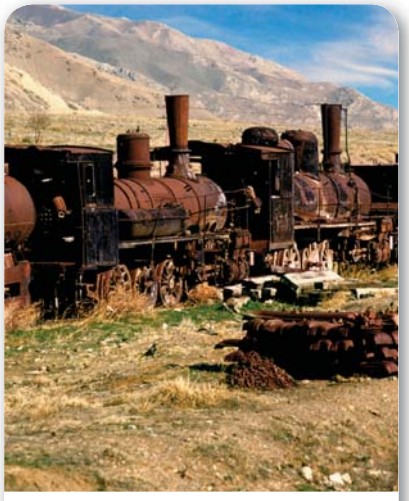
Figura 3 Soplado de vidrio.

Elementos que producen colores en el vidrio

Elemento	Estado de oxidación	Color	Intensidad del color
Metales de transición oxidados			
Cobalto	Oxidado/reducido	Azul	Muy fuerte
Hierro	Oxidado	Verde	Fuerte
	Reducido	Azul	Media
Cobre	Oxidado	Azul verdoso	Fuerte
	Reducido	Incoloro	
Cromo	Muy oxidado	Amarillo verdoso	
	Reducido	Verde esmeralda	Muy fuerte
Manganeso	Oxidado	Violeta	Muy fuerte
	Reducido	Incoloro	
Uranio	Oxidado	Amarillo fluorescente	Débil
Titanio		Amarillo ocre	Débil
Metales de transición sin oxidar			
Oro		Rojo intenso	Fuerte
Cobre		Rojo	Fuerte
Plata		Amarillo	Fuerte
No metales			
Azufre	Muy reducido	Café rojizo	Débil
Selenio	Poco oxidado	Rosa	Débil

Explorando más

1. **Aplica** Explica por qué el sulfato de hierro(III) es amarillo, el tiocianato de hierro(II) verde y el tiocianato de hierro(III), rojo.
2. **Adquiere información** Investiga qué impurezas proporcionan color a la amatista, al cuarzo rosa y a la citrina.



■ **Figura 7.14** Aunque alguna vez fue hermoso y fuerte, el hierro se puede convertir en una masa de herrumbre como resultado de la acción del aire y del agua.

Infiere ***¿Qué propiedades del hierro lo hacen apropiado para construir trenes? ¿Qué propiedades del hierro no son apropiadas para los trenes?***

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 871 para realizar una **comparación del tamaño de los orbitales**

FOLDABLES

Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Múltiples estados de oxidación Como la mayoría de los metales, los elementos de transición pierden electrones para lograr una configuración más estable. La mayoría tienen múltiples números de oxidación porque sus orbitales *s* y *d* tienen energías tan parecidas que se pueden perder electrones de ambos orbitales. Por ejemplo, el cobalto (número atómico 27) forma dos fluoruros, uno con la fórmula CoF_2 y otro con la fórmula CoF_3. En el primer caso, el cobalto cede dos electrones al flúor; en el segundo caso, el cobalto cede tres electrones.

El enmohecimiento del hierro, elemento de transición, muestra que este elemento puede tener más de un número de oxidación. En el proceso de enmohecimiento, **figura 7.14**, el hierro primero forma el compuesto FeO, el cual continúa reaccionando con oxígeno y agua para formar el conocido compuesto café-anaranjado llamado herrumbre, Fe_2O_3. En el compuesto FeO, el número de oxidación del hierro es 2+, puesto que perdió dos de sus electrones 4*s*. En este óxido, el número de oxidación del hierro es 3+, debido a que el hierro pierde dos de sus electrones 4*s* y un electrón 3*d*. La herrumbre (Fe_2O_3) se forma cuando se transfieren un total de seis electrones, provenientes de dos átomos de hierro, a tres átomos de oxígeno.

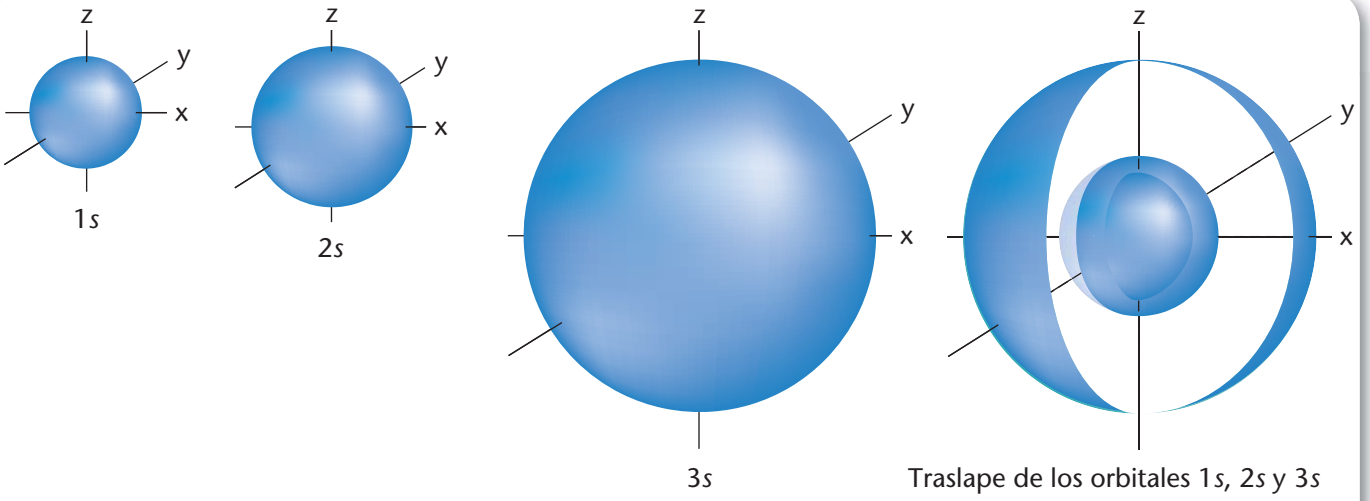
Elementos de transición interna Las dos filas ubicadas en la zona interior del cuerpo principal de la tabla periódica son los lantánidos (números atómicos del 57 al 70) y los actínidos (números atómicos del 89 al 102). Estas dos series se llaman **elementos de transición interna** porque su último electrón ocupa los orbitales 4*f* del nivel interno en el sexto periodo, y los orbitales 5*f* en el séptimo periodo. Igual que en el caso del nivel *d* de los elementos de transición, las energías de los subniveles de los elementos de transición interna son tan cercanas que los electrones se mueven entre ellos. Como consecuencia, tienen varios números de oxidación, aunque el número de oxidación más común de todos estos elementos es 3+.

El tamaño de los orbitales

El hidrógeno y los elementos del grupo 1 tienen, cada uno, un único electrón de valencia en un orbital *s*. La configuración del hidrógeno es $1s^1$; la configuración electrónica de valencia del litio es $2s^1$. La del sodio es $3s^1$, la del potasio, $4s^1$. Al continuar hacia abajo en la columna, las configuraciones de valencia del rubidio, cesio y francio son $5s^1$,$6s^1$ y $7s^1$, respectivamente. ¿En qué difieren entre sí estos orbitales *s*? Según desciendes por la columna, la energía del subnivel externo aumenta. Mientras mayor es la energía, más alejados del núcleo están los electrones. Los orbitales *s* que ocupa el electrón de valencia del hidrógeno y de los elementos del grupo 1, se describen como esferas alrededor del núcleo. A medida que el electrón de valencia está más alejado del núcleo, el orbital *s* que ocupa es cada vez más grande. En la **figura 7.15** se muestran los tamaños relativos de los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*. Observa, en la sección transversal tridimensional en la que se superponen los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*, que el tamaño del átomo crece conforme aumenta el periodo de la tabla periódica en el que se encuentra el elemento. Los elementos del mismo grupo tienen una estructura de valencia muy parecida, pero no tienen el mismo número de niveles de energía ni la misma energía.

Conexión de ideas

Una habilidad importante que adquiriste en este capítulo es cómo usar la tabla periódica para escribir las configuraciones electrónicas. Debe haberte quedado claro, ahora, que la organización de la tabla surge de las configuraciones electrónicas de los elementos. Con esta visión adicional estás preparado



■ **Figura 7.15** A medida que aumenta el nivel energético externo, aumenta el tamaño y la energía del orbital. El núcleo del átomo está en la intersección de los ejes coordinados. El modelo de la derecha muestra el traslape de los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*. Este modelo podría representar al sodio.

para aprender, en el capítulo 8, las tendencias de las propiedades y las regularidades de comportamiento de los elementos. El conocimiento de la configuración electrónica te ayudará a organizar lo que parece ser una vasta cantidad de información.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando las configuraciones electrónicas, revisa los problemas adicionales de la página 817.

Sección 7.2 Evaluación

Resumen de la sección

- La organización de la tabla periódica refleja las configuraciones electrónicas de los elementos.
- Los metales activos ocupan el bloque *s* de la tabla periódica. Los metales, metaloides y no metales, están en el bloque *p*.
- A lo largo de un periodo de la tabla periódica, el número de electrones de valencia para los elementos representativos, aumenta desde uno hasta ocho.
- Los elementos de transición, es decir, los grupos 3 a 12, ocupan el bloque *d* de la tabla periódica. Estos elementos pueden tener electrones de valencia en los subniveles *s* y *d*.
- Los lantánidos y los actínidos, llamados también elementos de transición interna, ocupan el bloque *f* de la tabla periódica. Sus electrones de valencia están en los subniveles *s* y *f*.

6. Idea PRINCIPAL **Aplica** Utiliza la tabla periódica como ayuda para escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos. Usa el gas noble apropiado para la abreviatura.

a) Ca
b) Mg
c) Si
d) Cl
e) Ne

7. Identifica los elementos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2 2s^2$
b) $1s^2$
c) $1s^2 2s^2 2p^5$
d) $1s^2 2s^2 2p^2$
e) $[Ne]3s^2 3p^4$
f) $[Ar]4s^1$

8. Compara ¿Cuál es la diferencia entre un orbital lleno y uno que no lo está?

9. Aplica los conceptos ¿Cuál es el nivel energético más bajo que puede tener un orbital *s*? ¿Cuál es la región de la tabla periódica que se denomina región *s*? ¿Los elementos de esta región son, en su mayoría, metales, metaloides o no metales?

10. Explica ¿Por qué los periodos cuarto y quinto de la tabla periódica contienen 18 elementos en lugar de ocho, como en el segundo y tercer periodos?

11. Escribe la configuración electrónica del oro (Au) usando el diagrama de Aufbau de la página 242. ¿Cuántos electrones tiene este átomo? Escribe su configuración electrónica haciendo uso del gas noble xenón (Xe).

CAPÍTULO 7

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Los electrones de valencia determinan las propiedades de los elementos y sus posiciones en la tabla periódica

Sección 7.1 La teoría atómica moderna

Idea PRINCIPAL Los electrones están organizados en niveles y subniveles energéticos.

Vocabulario

- configuración electrónica (p. 240)
- orbital (p. 239)
- principio de Aufbau (p. 233)
- principio de incertidumbre de Heisenberg (p. 238)
- subnivel (p. 233)

Conceptos clave

- La posición de un elemento en la tabla periódica indica el número de electrones de valencia de ese elemento.
- Los electrones de valencia más externos determinan las propiedades de un elemento.
- En un átomo, los electrones sólo se pueden encontrar en niveles con una energía específica.
- Los niveles energéticos tienen subniveles. Cada subnivel puede contener un número de electrones específico.
- Los subniveles se dividen en orbitales de tipo *s*, *p*, *d* y *f*. Los subniveles contienen 2, 6, 10 y 14 electrones, respectivamente.

Sección 7.2 La tabla periódica y la estructura atómica

Idea PRINCIPAL Se puede utilizar un patrón predecible para determinar el arreglo de los electrones en un átomo.

Vocabulario

- elemento de transición interna (p. 248)

Conceptos clave

- La organización de la tabla periódica refleja la configuración electrónica de los elementos.
- Los metales activos ocupan la región *s* de la tabla periódica. Los metales, metaloides y no metales están en la región *p*.
- A lo largo de un periodo de la tabla periódica, el número de electrones de valencia de los elementos del grupo principal aumenta desde uno hasta ocho.
- Los elementos de transición, de los grupos 3 al 12, ocupan la región *d* de la tabla periódica. Estos elementos pueden tener los electrones de valencia tanto en orbitales *s* como *p*, por lo que, con frecuencia, tienen varios números de oxidación.
- Los lantánidos y los actínidos, llamados elementos de transición interna, ocupan la región *f* de la tabla periódica. Sus electrones de valencia están en los orbitales *s* y *f*.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

12. Explica qué es una nube electrónica.

13. Describe la forma de los orbitales *s* y *p*.

14. ¿Qué es un octeto de electrones? ¿Cuál es la importancia de un octeto?

15. ¿Cuántos electrones llenan un orbital?

16. ¿Cuántos orbitales *d* puede haber en un nivel energético? ¿Cuál es el máximo número de electrones *d* que puede haber en un nivel energético? ¿Cuál es el nivel energético más bajo que puede tener orbitales *d*?

17. ¿Cuál es el número máximo de electrones en los cuatro primeros niveles energéticos?

18. ¿Cuántos orbitales *p* puede tener un nivel energético? ¿Cuál es el menor nivel energético que puede tener orbitales *p*?

19. ¿Qué representa cada uno de los símbolos siguientes: 2*s*, 4*d*, 3*p* y 5*f*?

20. Completa la **tabla 7.4**.

Tabla 7.4 Número de electrones por nivel

Subnivel	Máximo número de electrones
2*s*	
3*p*	
4*d*	
4*f*	

21. ¿Por qué el primer periodo sólo contiene dos elementos?

22. Indica qué elementos de la **tabla 7.5** son elementos de transición interna.

Tabla 7.5 Elementos de transición interna

	sí	no
V		
Er		
Hg		
Cl		
Po		
Cm		

23. ¿Dónde está la región *f* en la tabla periódica? Nombra dos series de elementos que ocupan la región *f*.

24. ¿Qué son los electrones de valencia? ¿En dónde están localizados en un átomo? ¿Por qué son tan importantes?

25. ¿Cuáles son los electrones de valencia en la configuración electrónica del azufre $[Ne]3s^23p^2$?

Aplicación de conceptos

Conexión con la Física

26. ¿Qué importancia tuvo el modelo atómico de Bohr para el desarrollo de la teoría atómica moderna?

Química cotidiana

27. ¿Por qué los metales de transición transmiten color a las gemas como esmeraldas y rubíes?

Química y tecnología

28. Explica por qué es importante para los químicos modernos el desarrollo de los microscopios de exploración por sonda, de exploración de túnel y de fuerza atómica.

29. Identifica los elementos eléctricamente neutros que tienen las configuraciones electrónicas que se muestran en la **tabla 7.6**.

Tabla 7.6 Configuraciones electrónicas

Configuración electrónica	Elementos
$[Kr]5s^24d^3$	
$1s^22s^22p^1$	
$[Xe]6s^2$	
$[Ar]4s^13d^{10}$	

30. ¿En qué se parece la luz desprendida por los fuegos artificiales al espectro de emisión de un elemento?

31. El sodio y el oxígeno se combinan para formar óxido de sodio, cuya fórmula es Na_2O. Utiliza la tabla periódica para predecir la fórmula de los óxidos de potasio, rubidio y cesio. ¿Cuál propiedad periódica de los elementos estás empleando?

Razonamiento crítico

Observa e infiere

32. MiniLab 2 ¿Por qué se describen mejor los electrones como nubes electrónicas?

33. QuimiLab En un experimento para medir la capacidad de reacción del magnesio y del aluminio se utilizaron diferentes cantidades de los dos metales, pero la cantidad de ácido clorhídrico fue la misma. ¿Sería posible obtener resultados correctos de esta forma? Proporciona una explicación.

Interpreta los datos

Compara y contrasta

34. Utiliza la tabla periódica y compara las semejanzas y las diferencias entre las configuraciones electrónicas de los siguientes pares de elementos: F y Cl, O y F, Cl y Ar.

Revisión acumulativa

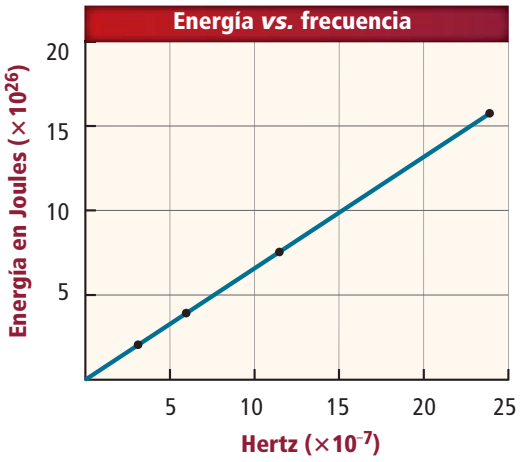
35. Para los elementos que forman iones positivos, ¿cómo se relaciona la carga del ion con el número de electrones de valencia del elemento? (*Capítulo 2*)

36. Describe el modelo atómico de John Dalton y compáralo y contrástalo con el modelo atómico actual. (*Capítulo 2*)

37. ¿Cuántos átomos de cada elemento hay en cinco unidades fórmula de permanganato de calcio? (*Capítulo 5*)

Prueba de habilidades

38. Utiliza la figura 7.16 para determinar qué le ocurre a la frecuencia cuando se dobla la energía.



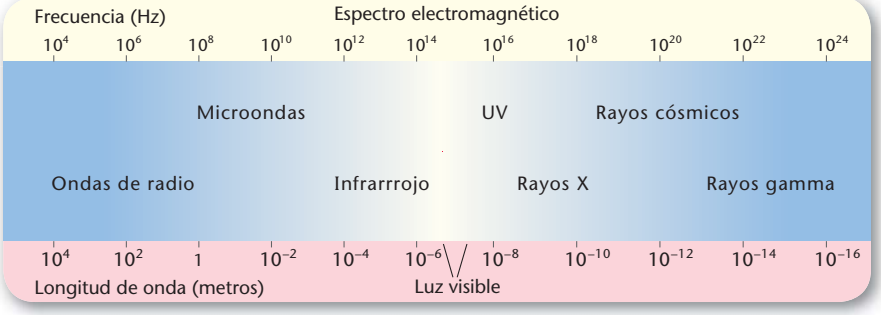
■ **Figura 7.16**

ESCRIBIENDO Química

39. La palabra *láser* son las siglas (en inglés) de amplificación de luz por medio de la estimulación de la emisión de radiación (*l*ight *a*mplification by *s*timulated *e*mission of *r*adiation). Los rayos láser tienen múltiples aplicaciones además de los espectáculos de luces. Investiga cómo se producen los rayos láser, qué sustancias los componen y en qué forma se utilizan. Escribe una nota que describa tu investigación.

Solución de problemas

40. Utiliza la **figura 7.17** que se muestra abajo y haz una lista de las siguientes tipos de radiación, ordenados según se incremente la longitud de onda: microondas utilizadas para cocinar los alimentos, radiación ultravioleta proveniente del sol, rayos X utilizados por dentistas y doctores, la luz roja de las pantallas de las calculadoras y rayos gamma. ¿Cuál tipo de radiación tiene la mayor energía? ¿Cuál tiene la menor?



■ **Figura 7.17**

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. El modelo moderno del átomo reemplaza al
   a) modelo de Dalton.
   b) modelo de Thomson.
   c) modelo de Rutherford.
   d) modelo de Bohr.

2. Cuando un electrón regresa a su nivel energético original
   a) emite energía.
   b) absorbe energía.
   c) transfiere energía.
   d) almacena energía.

Utiliza la tabla periódica y la tabla que se muestra a continuación para responder las preguntas 3 a 5.

Configuraciones electrónicas para algunos metales de transición

Elemento	Símbolo	Número atómico	Configuración electrónica
Vanadio	V	23	$[Ar]4s^23d^3$
Itrio	Y	39	$[Kr]5s^24d^1$
			$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$
Escandio	Sc	21	$[Ar]4s^23d^1$
Cadmio	Cd	48	

3. ¿Cuál es la configuración electrónica del cadmio expresada con la notación de gas noble?
   a) $[Kr]4d^{10}4f^2$
   b) $[Ar]4s^23d^{10}$
   c) $[Kr]5s^24d^{10}$
   d) $[Xe]5s^24d^{10}$

4. ¿Qué elemento es un no metal?
   a) lata
   b) tungsteno
   c) argón
   d) arsénico

5. ¿Qué elemento tiene una configuración electrónica $[Xe]6s^24f^{14}5d^6$?
   a) La
   b) Ti
   c) W
   d) Os

6. ¿Cuál es la configuración electrónica completa de un átomo de escandio?
   a) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$
   b) $1s^22s^22p^73s^23p^74s^23d^1$
   c) $1s^22s^22p^53s^23p^54s^23d^1$
   d) $1s^22s^12p^73s^13p^74s^23d^1$

7. ¿Cuál de los siguientes subniveles tiene mayor cantidad de energía?
   a) *s*
   b) *p*
   c) *d*
   d) *f*

8. Cuando se coloca un clavo de hierro en agua, ocurre una reacción química que causa que el clavo se oxide. ¿Cuál o cuáles son los reactivos en esta reacción?
   a) hierro.
   b) agua.
   c) hierro y herrumbre.
   d) hierro y agua.

9. ¿Qué enunciado sobre los alótropos NO es verdadero?
   a) Los alótropos contienen sólo un elemento.
   b) Los alótropos tienen diferentes estados de oxidación.
   c) Las propiedades de los alótropos son diferentes.
   d) Los alótropos tienen estructuras moleculares diferentes.

10. ¿Qué pasaría si se reemplazaran por nitrógeno los gases nobles que están dentro de los focos incandescentes?
    a) El filamento de tungsteno dentro del foco produciría una luz poco intensa.
    b) El filamento de tungsteno dentro del foco entraría en combustión.
    c) Las reacciones químicas que ocurriesen harían que el foco durase más tiempo.
    d) Las reacciones químicas que ocurriesen harían que el foco durase menos tiempo.

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	7.1	7.1	7.2	3.2	7.2	7.2	7.1	6.1	5.2	3.2

CAPÍTULO 8

Propiedades periódicas de los elementos

GRAN Idea **Los elementos de la tabla periódica muestran tendencias a aumentar o disminuir su tamaño y capacidad para perder o ganar electrones.**

8.1 Elementos del grupo principal

Idea PRINCIPAL Para los elementos del grupo principal, tanto el carácter metálico como el radio atómico disminuyen de izquierda a derecha a lo largo de un periodo.

8.2 Elementos de transición

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los elementos de transición resultan de los electrones que llenan los orbitales *d*; para los elementos de transición interna, los electrones llenan los orbitales *f*.

Hechos químicos

- Las pinturas se clasifican por color e intensidad.
- Los elementos se clasifican según su número de protones y electrones.
- El hidrógeno es el elemento más abundante en el universo.

INTRO Lab

Propiedades periódicas

¿El punto de fusión es una propiedad periódica?

Materiales

- hoja de libreta
- calculadora gráfica o papel para graficar
- **Tabla D.5**, páginas 850-852

Procedimiento

1. Crea una tabla de datos para registrar los puntos de fusión de los elementos del periodo 4 (elementos 19 a 36). Tu tabla puede contener los números atómicos, los nombres de los elementos y los puntos de fusión.
2. Usa la tabla periódica para encontrar los nombres de los elementos. Usa la **tabla D.5** de las páginas 850 a 852 para encontrar los puntos de fusión de estos elementos, en °C. Registra los puntos de fusión en tu tabla de datos.
3. Usando una calculadora gráfica o papel para graficar, traza la gráfica de los puntos de fusión. Coloca el número atómico en el eje *x* y el punto de fusión en el eje *y*. Asegúrate de rotular los ejes y poner un título a la gráfica.

Análisis

1. **Describe** las tendencias que se ven en la gráfica que creaste.
2. **Infiere** ¿El punto de fusión parece ser una propiedad periódica?

Indaga ¿El punto de fusión y la densidad son propiedades periódicas? Haz una predicción. Luego, prueba tu predicción.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

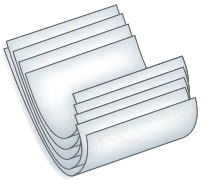
- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Solubilidad del yodo***

FOLDABLES® Organizador de estudio

Tendencias periódicas Haz el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar tu estudio sobre las tendencias en la tabla periódica.

PASO 1 Coloca cinco hojas de papel aproximadamente a 2 cm de distancia una de otra en forma vertical.

PASO 2 Dobla los bordes inferiores de las hojas para formar diez lengüetas en capas. Engrapa a lo largo del doblez.



PASO 3 Rotula la lengüeta superior *Grupos de la tabla periódica*. Rotula las lengüetas en orden con los números y nombres de las familias de elementos del grupo principal. Rotula la última lengüeta *Elementos de transición*.

1. Metales alcaloides
2. Metales alcalinotérreos

Grupo 13
Grupo 14
Grupo 15
Grupo 16

17. Halógenos
18. Gases nobles

Elementos de transición

FOLDABLES **Usa este organizador plegable con las secciones 8.1 y 8.2.** A medida que leas estas secciones, anota la información sobre las configuraciones electrónicas, el comportamiento químico y los usos de los elementos.

Sección 8.1

Objetivos

- **Relacionar** la posición de cualquier grupo de elementos de la tabla periódica con su configuración electrónica.
- **Predecir** el comportamiento químico de los elementos del grupo principal.
- **Relacionar** el comportamiento químico con la configuración electrónica y el tamaño atómico.

Revisión de vocabulario

elemento de transición interna: un elemento de la serie de los actínidos o de la serie de los lantánidos

Vocabulario nuevo

metal alcalino
metal alcalinotérreo
halógeno

Elementos del grupo principal

Idea PRINCIPAL **Para los elementos del grupo principal, tanto el carácter metálico como el radio atómico disminuyen de izquierda a derecha a lo largo de un periodo.**

Conexión de la lectura con el mundo real Tienes un depósito de productos químicos en tu hogar. Bajo el fregadero de la cocina podrías encontrar detergente para lavar los trastes, esponjas metálicas y limpiavidrios con amoniaco. En tu despensa, podrías encontrar vinagre, polvo para hornear y bicarbonato. Estos productos contienen muchos compuestos simples, como cloruro de sodio e hidróxido de sodio.

Patrones de comportamiento de los elementos del grupo principal

Recuerda, del capítulo 7, que los elementos del mismo grupo (columna vertical) de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia y, como consecuencia de ello, tienen propiedades semejantes. Pero los elementos de un periodo (fila horizontal) tienen propiedades diferentes uno de otro. Esto se debe a que el número de electrones de valencia aumenta de uno a ocho a medida que avanzas de izquierda a derecha en cualquier fila de la tabla periódica, con excepción de la primera. Como resultado, cambian las características de los elementos. En la **figura 8.1** se ilustran los elementos del grupo principal y se muestra que cada periodo empieza con dos o más elementos metálicos seguidos por uno o dos metaloides. A los metaloides les siguen elementos no metálicos, mientras que cada periodo termina con un gas noble.

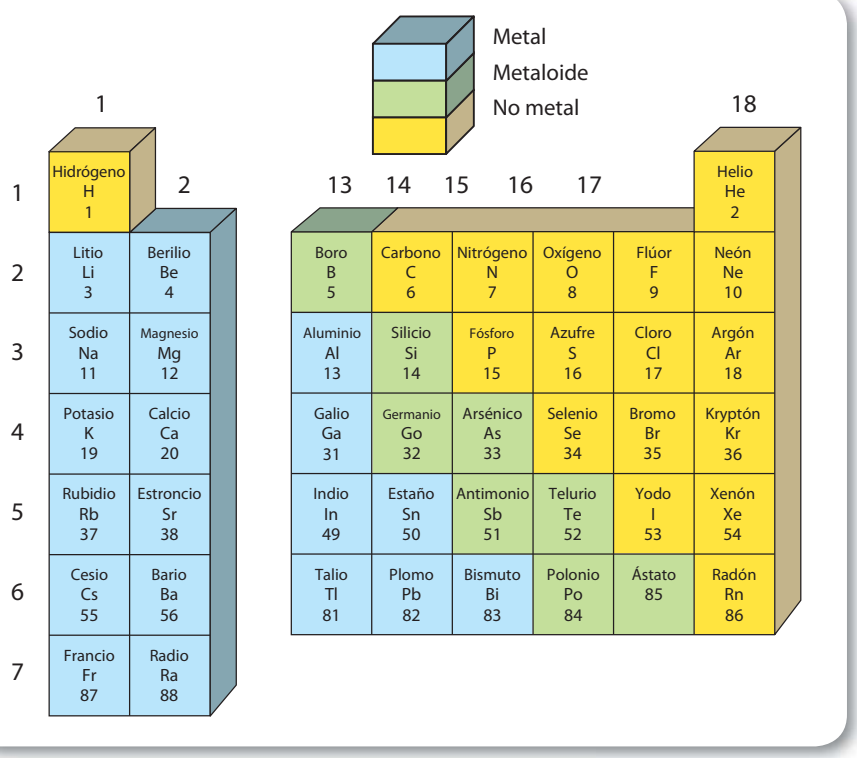
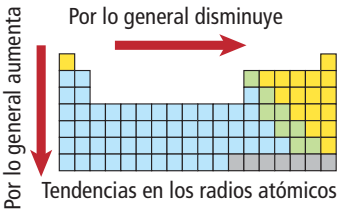


Figura 8.1 El patrón metal-metaloide-no metal-gas noble es típico en cada periodo de los elementos del grupo principal. Recuerda que los metales más activos, de los grupos 1 y 2, están en la región *s* de la tabla periódica. Los metaloides, no metales y los metales menos activos están en la región *p* de la tabla periódica.

Establece ***el nombre del metal que inicia el periodo 3. ¿Cuál no metal termina el periodo 4?***

Patrones del tamaño atómico Recuerda del capítulo 7 que el tamaño de un átomo aumenta, en un grupo de elementos, a medida que desciendes a lo largo de una columna, debido a que los electrones de valencia se encuentran en niveles energéticos cada vez más alejados del núcleo. Pero, ¿cómo cambia el radio atómico a lo largo de un periodo, de izquierda a derecha? Analiza, como ejemplo, el periodo 2. Podrías esperar que el tamaño de los átomos del segundo periodo aumente a lo largo del mismo, desde el litio (Li), a la izquierda, hasta el flúor (F), a la derecha, porque aumenta el número atómico y, por tanto, aumenta el número de electrones. Sin embargo, lo cierto es lo contrario. El átomo de litio, con sólo tres electrones, es, en realidad, más grande que el átomo de flúor, que tiene nueve. En la **figura 8.2** y la **figura 8.3** se ilustran los tamaños relativos de los átomos de los elementos del grupo principal.

Efecto de la carga nuclear creciente Comprender por qué los radios atómicos disminuyen en un periodo ayuda a recordar lo que determina el radio de un átomo. Un radio atómico se define como un medio de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos entre sí. Este radio se relaciona con el número de electrones en el nivel de valencia y el número de protones en el núcleo del átomo. Compara un átomo de litio con un átomo de berilio. Hay tres protones en el núcleo de un átomo de litio, así que una fuerza atractiva de 3+ actúa sobre el electrón de valencia solo del litio. Por el contrario, el núcleo de un átomo de berilio tiene cuatro protones, que contribuyen a una fuerza de atracción general de 4+. De esta manera, los dos electrones de valencia del berilio son atraídos más cerca del núcleo. Entre más intensa es la fuerza de atracción, mayor es la atracción que experimentan los electrones hacia el núcleo de un átomo.



■ **Figura 8.2** Por lo general, los radios atómicos disminuyen al avanzar de izquierda a derecha en un periodo y aumentan al descender por un grupo.

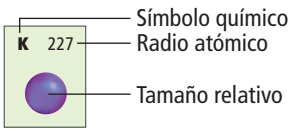
Concepts In Motion

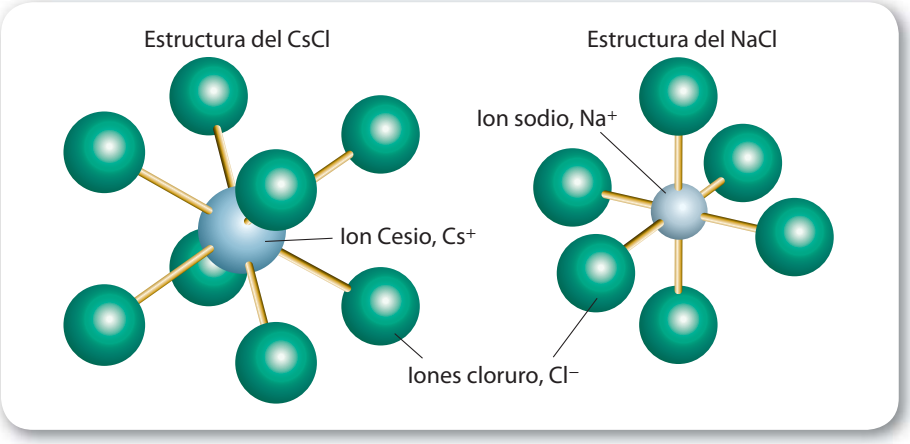
Interactive Figure Para ver una animación de las tendencias en los radios atómicos, visita glencoe.com.

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H 37							He 31
2	Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
4	K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
5	Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
6	Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

■ **Figura 8.3** Los radios atómicos de los elementos del grupo principal, dados en picómetros (10^{-12} m), varían a medida que avanzas de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y desciendes por un grupo.

Aplica ***¿Por qué el radio atómico se incrementa mientras baja un grupo?***



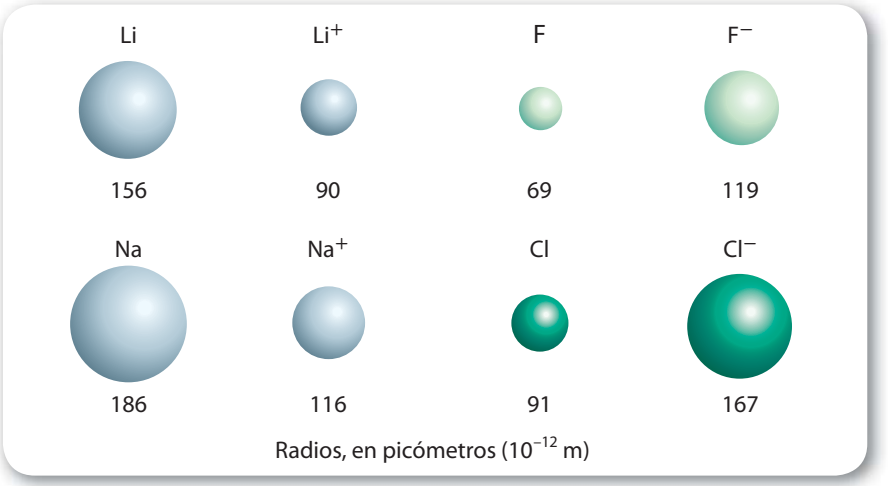


■ **Figura 8.4** El ion cesio (Cs^+) es más grande que el ion sodio (Na^+), por lo que es posible que ocho iones cloruro (Cl^-) rodeen a un solo ion cesio en la red cristalina del CsCl. El ion sodio, más pequeño, sólo puede acomodar seis iones cloruro en la estructura del NaCl.

Tamaño iónico El tamaño atómico es un factor importante en la reactividad química de un elemento. También es importante para determinar cuántos iones hay en una solución y la estructura de los compuestos iónicos sólidos. En la **figura 8.4** se muestra la diferencia entre dos compuestos iónicos como consecuencia del tamaño de sus iones positivos. ¿Cómo cambia el tamaño de un átomo cuando se convierte en un ion?

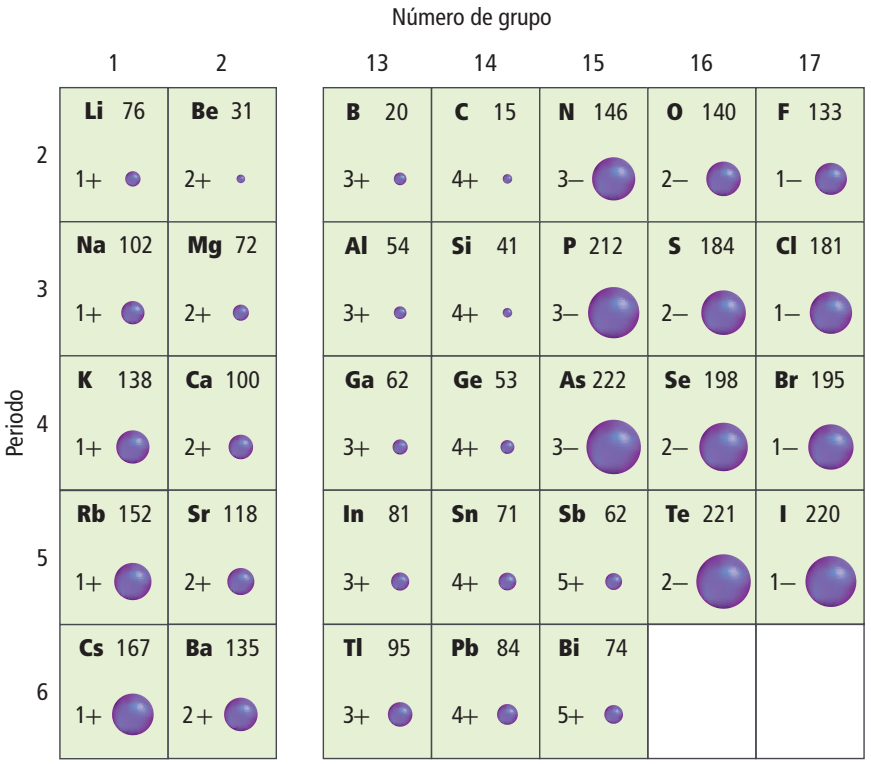
Iones positivos Cuando los átomos metálicos pierden uno o más electrones para convertirse en iones positivos, adquieren la configuración del gas noble del periodo que les antecede. Esto significa que los electrones externos del ion están en un nivel energético menor que los electrones de valencia del átomo neutro. Los electrones que se quedan en el átomo experimentan una mayor atracción por el núcleo y se reúnen en un radio más pequeño. El resultado es que todos los iones positivos tienen radios más pequeños que los átomos correspondientes. En la **figura 8.5** se muestra una comparación del litio y el sodio con sus iones positivos.

Iones negativos Cuando un átomo gana electrones para convertirse en un ion negativo, adquiere la configuración electrónica del gas noble del final de su periodo. Pero la carga nuclear no aumenta acorde con el número de electrones. En el caso del flúor, una carga nuclear de 9+ tiene que sujetar diez electrones en el ion fluoruro (F^-). Como resultado, todos los electrones están sujetos con menos fuerza y el radio del ion es mayor que el del átomo neutro. En la **figura 8.5** se muestra el tamaño de los iones fluoruro y cloruro, comparados con los átomos de flúor y de cloro.



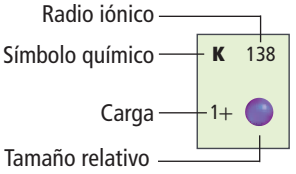
■ **Figura 8.5** El litio (Li) y el sodio (Na) pierden el único electrón de su nivel energético externo. Los iones que forman son más pequeños porque los electrones que quedan están en un nivel energético menor y el núcleo los atrae con más fuerza. El flúor (F) y el cloro (Cl) se convierten en iones negativos al ganar un electrón. Cuando se adicionan electrones, la carga del núcleo no es lo suficientemente grande como para mantener el mayor número de electrones tan cerca como mantiene los electrones del átomo neutro.

Resume ***¿Un ion formado por oxígeno es más grande o más pequeño que el átomo neutral? ¿Por qué?***



■ **Figura 8.6** Observa que todos los iones negativos de los grupos 15 a 17 son mucho más grandes que los iones positivos del mismo periodo. Como las cargas iguales se repelen, al añadir electrones los iones negativos se vuelven más grandes debido al incremento de repulsión en la nube electrónica. Al avanzar del grupo 15 al grupo 17, cada ion tiene un electrón menos y una carga positiva más en el núcleo, esto provoca una tendencia en el tamaño del radio similar a la de los iones positivos.

Explica ***¿Por qué los radios iónicos incrementan tanto los iones positivos como los negativos a medida que desciendes por un grupo?***



Patrones del radio iónico En la **figura 8.5** puedes observar que el ion sodio es más grande que el ion litio. Esta tendencia a aumentar de tamaño iónico continúa a medida que desciendes en el grupo 1 de la tabla periódica, como se muestra en la **figura 8.6**. En un periodo, el tamaño iónico de los átomos con cargas 1+, 2+ y 3+ (grupos 1, 2 y 13) disminuye de izquierda a derecha. Aunque los iones tienen la misma configuración electrónica, la carga nuclear aumenta de izquierda a derecha, lo que resulta en una atracción mayor de los electrones al núcleo y por consiguiente en un tamaño menor. Nota que la misma tendencia se presenta para los iones negativos en los grupos 15, 16 y 17. Los radios iónicos disminuyen debido a que la carga nuclear aumenta. La **figura 8.6** también muestra cómo cambian los iones positivos y negativos a lo largo de un periodo.

Patrones de la reactividad química del periodo 2 Ya has observado que el carácter de los elementos del periodo 2 cambia de metal a metaloide, a no metal y a gas noble, según avanzas a lo largo de un periodo. ¿Cómo se relacionan las configuraciones electrónicas de estos elementos con la tendencia de los metales a perder electrones, de los no metales a compartir o ganar electrones y de los gases nobles a ser no reactivos?

El litio es el metal más activo del segundo periodo porque puede lograr la configuración de gas noble del helio debido a la pérdida de un solo electrón. Si el litio pierde un electrón de su subnivel 2*s*, su configuración electrónica cambia de $1s^2 2s^1$ a $1s^2$. El ion litio que resulta tiene una carga 1+ y la misma configuración electrónica que un átomo de helio. Aunque no es un octeto, es una configuración de gas noble. Los elementos tienden a reaccionar de forma que puedan lograr la configuración del gas noble más cercano.

El berilio, el siguiente elemento del segundo periodo, debe perder un par de electrones 2*s* para adquirir la configuración del helio. Es más difícil perder dos electrones que perder uno, por lo que el berilio es ligeramente menos reactivo que el litio. Sin embargo, el berilio reacciona perdiendo ambos electrones 2*s* y formando un ion 2+, con la configuración del helio.

Si este patrón continúa, esperarías que el boro perdiera tres electrones para lograr la configuración del helio. El boro, en algunas ocasiones, reacciona perdiendo electrones, pero con frecuencia reacciona compartiéndolos. El boro es el único metaloide del periodo. Esto significa que algunas veces se comporta como un metal y pierde electrones, como sus vecinos metales litio y berilio. Cuando el boro pierde electrones logra la configuración de gas noble del helio. Pero, con más frecuencia, el boro reacciona como un no metal y comparte electrones. El boro es poco común porque sólo tiene tres electrones para compartir y no puede adquirir un octeto de electrones cuando los comparte. Más adelante estudiarás acerca de la química del boro.

MiniLab 8.1

Tendencias en los radios atómicos

¿Cuáles son las tendencias para los radios atomicos del grupo principal de los elementos? La reactividad del átomo depende de la facilidad con que se puedan eliminar los electrones de valencia que, a su vez, depende de la distancia que lo separa de la fuerza de atracción del núcleo. En este MiniLab estudiarás las tendencias periódicas de los radios atómicos de los 36 elementos del grupo principal, desde el hidrógeno hasta el bario.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Toma una **placa con 96 orificios**, **popotes** de un diámetro que ajusten con los orificios de la placa, **tijeras** y una **regla**. La placa debe orientarse de modo que se correlacione con la tabla periódica de la siguiente manera: la fila 1 de la placa representa el primer periodo, H1 como hidrógeno, A1 como helio; la fila 2 de la placa representa el segundo periodo, desde H2 (litio) hasta A2 (neón). Correlaciona las filas 3 a 7 con los periodos 3 a 4; sólo representarás los elementos del grupo principal. Marca en la placa *Radio atómico en pm* (picómetros).
3. Utiliza las **figuras 8.1** y **8.3** como ayuda para hacer tu modelo. Busca el radio atómico de cada uno de los elementos en la **tabla D5** en la página 850.
4. Convierte el radio atómico, de picómetros a centímetros, una escala mayor, multiplicando el radio atómico en picómetros por el factor de conversión 1 cm/40 pm. Por ejemplo, el radio atómico del hidrógeno, en centímetros, se calcula de la siguiente manera: 78 pm × 1 cm/40 pm = 1.95 cm o 2.0 cm. Para representar el radio atómico del hidrógeno, corta una porción de un popote de 2.0 cm de largo. Corta una porción de popote, a escala, para cada elemento e inserta cada porción en el orificio apropiado de la placa.

Análisis

1. **Interpreta** ¿Cómo cambia el radio atómico según avanzas de izquierda a derecha a lo largo de un periodo? Explica tus observaciones basándote en la configuración electrónica de los elementos.
2. **Interpreta** ¿Cómo cambian los radios atómicos a medida que avanzas de arriba hacia abajo en un grupo o familia? Explica tus observaciones basándote en la configuración electrónica de los elementos.
3. **Explica** ¿Por qué se describe el radio atómico de los elementos como una propiedad periódica?

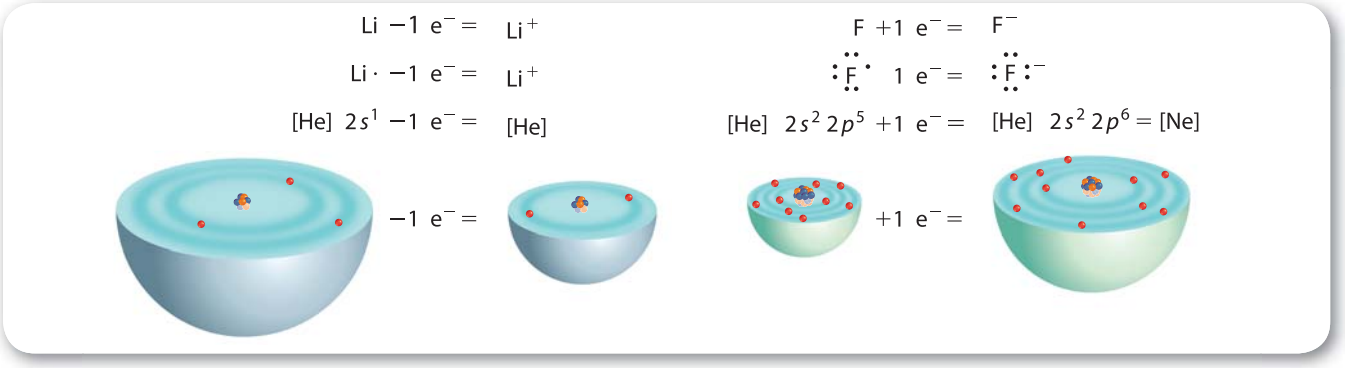


Figura 8.7 Cuando un metal alcalino, como el litio (Li), pierde un electrón, adquiere la configuración del gas noble del periodo anterior. Cuando un no metal, como el flúor (F), gana un electrón, adquiere la configuración del gas noble del final de su periodo. Los compuestos iónicos, como LiF, son combinaciones de un ion metálico positivo y un ion no metálico, negativo, cada uno de los cuales tiene una configuración de gas noble.

El carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor son no metales. El carbono, con la configuración [He]$2s^2 2p^2$ y el nitrógeno, con la configuración [He]$2s^2 2p^3$, comparten electrones para lograr la configuración de gas noble del neón, [He]$2s^2 2p^6$. El oxígeno, con la configuración [He]$2s^2 2p^4$, gana dos electrones para formar el ion óxido, O^{2-}. El flúor, con la configuración [He] $2s^2 2p^5$, gana un electrón para convertirse en el ion fluoruro, F^-. En la **figura 8.7** se presenta un ejemplo de la pérdida y ganancia de electrones de dos elementos del periodo 2 y el compuesto iónico que forman estos dos elementos. El compuesto iónico formado por estos elementos se forma cuando cada átomo logra una configuración de gas noble.

Los metales y no metales del grupo principal

Los elementos del grupo principal son aquellos de los grupos 1, 2 y 13-18. Estos elementos representan el espectro casi completo de las propiedades físicas y químicas: elementos que son muy reactivos y elementos que normalmente no reaccionan; los elementos que son sólidos, líquidos y gases a temperatura ambiente, y los elementos que son metales, no metales y metaloides. Debido a que representan una variedad de propiedades, a veces también se les llama elementos representativos. A medida que estudies los elementos del grupo principal recuerda que sus electrones de valencia están acomodados en los orbitales *s* y *p* de la misma manera para cada miembro del grupo. Como resultado, los miembros del grupo comparten propiedades químicas familiares.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

Los metales alcalinos Los elementos del grupo 1, litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr), se llaman **metales alcalinos**. Los metales alcalinos son blandos, plateados y son buenos conductores del calor y la electricidad. Su química es relativamente sencilla: pierden su electrón *s* de valencia y forman un ion l+, con la configuración estable del gas noble del periodo anterior.

Debido a que todos los metales alcalinos reaccionan perdiendo su único electrón *s* de valencia, el metal alcalino más reactivo es el que ejerce menor atracción sobre este electrón. Recuerda que cuanto más grande es el átomo, el electrón de valencia está más alejado del núcleo y es atraído con menos fuerza. En la familia de los metales alcalinos, el francio tiene el átomo más grande y, probablemente, el más reactivo, pero no se le ha investigado mucho porque es escaso y radiactivo. Por lo general se considera que el cesio (Cs) es el metal alcalino más reactivo, e incluso el más reactivo de todos los elementos. El litio (Li), el más pequeño de la familia de los metales alcalinos, es el elemento menos reactivo del grupo 1. La **figura 8.8** ilustra algunas reacciones y usos de los metales alcalinos.

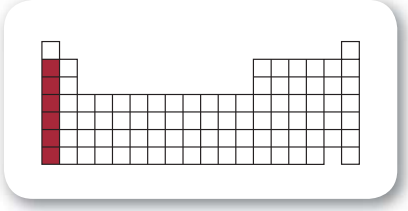


FIGURA 8.8

Visualización de metales alcalinos

Compuestos metálicos

Debido a su reactividad química, los metales alcalinos no existen como elementos libres en la naturaleza. Por ejemplo, el sodio se encuentra principalmente combinado con cloro en el cloruro de sodio. Se obtiene el sodio metálico a partir del NaCl, mediante un proceso llamado electrólisis, en el cual se pasa una corriente eléctrica a través de sal fundida.

Metales alcalinos y agua

El aceite protege al sodio metálico de la reacción espontánea con el oxígeno o la humedad del aire (superior). El metal es lo suficientemente blando como para cortarse con un cuchillo y, por la parte interior, puedes ver la superficie con brillo metálico (izquierda). El sodio y otros elementos del grupo 1 están entre los metales más reactivos. Todos los metales del grupo 1 reaccionan de forma vigorosa con el agua. Cuando reaccionan, reemplazan al hidrógeno y forman un hidróxido, como se muestra en la siguiente ecuación.

$$2Na^{+} + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2NaOH$$

sodio — agua — hidrógeno — hidróxido sódico

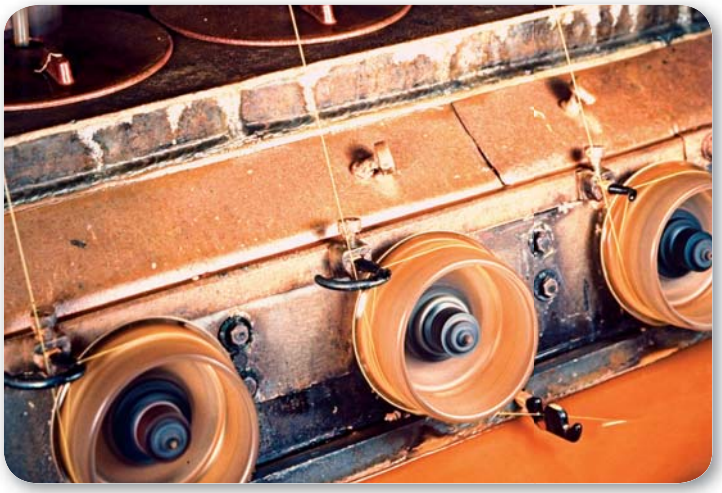
Reactividad espontánea

Durante la rápida reacción del potasio con el agua se genera una cantidad de calor tan grande, que el hidrógeno gaseoso que se produce en ella explota incendiándose. El color rosado del agua se debe a la presencia del indicador fenolftaleína, que adquiere una tonalidad rosada cuando la solución es alcalina. El color rosa de la flama es característico del potasio. El hidróxido de potasio (KOH) que se forma en la reacción, vuelve alcalina la solución. Los hidróxidos son productos químicos de importancia en los hogares y en las industrias.

Usos industriales

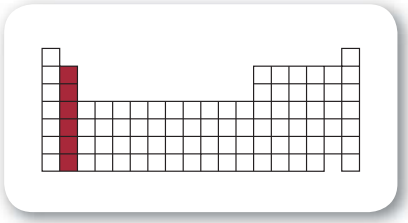
El hidróxido de sodio se usa en la asimilación de la pulpa en el proceso de fabricación del papel (izquierda). Otros estados en el proceso de fabricación del papel requieren un ambiente alcalino. Para este proceso, el hidróxido de sodio se usa para mantener apropiadamente las condiciones alcalinas.

El hidróxido de sodio también se usa para hacer jabón, en el refinado de petróleo, en la recuperación de caucho y en la fabricación de rayón (derecha). Los hilos de rayón de la derecha están siendo hilados a partir de una solución hecha en parte al sumergir celulosa en hidróxido de sodio.



Usos biológicos y en el hogar

En la bodega de tu hogar encontrarás hidróxido de sodio (lejía) en los limpiadores para los hornos y en el material granulado que usas para desatascar los caños. La capacidad del hidróxido de sodio para convertir las grasas en jabón lo convierte en un eficaz limpiador del drenaje de la cocina. Entre las funciones biológicas más importantes de los metales alcalinos, es el papel que el sodio (Na^+) y el potasio (K^+) tienen en la transmisión de los impulsos nerviosos. El potasio es un nutriente fundamental para las plantas.



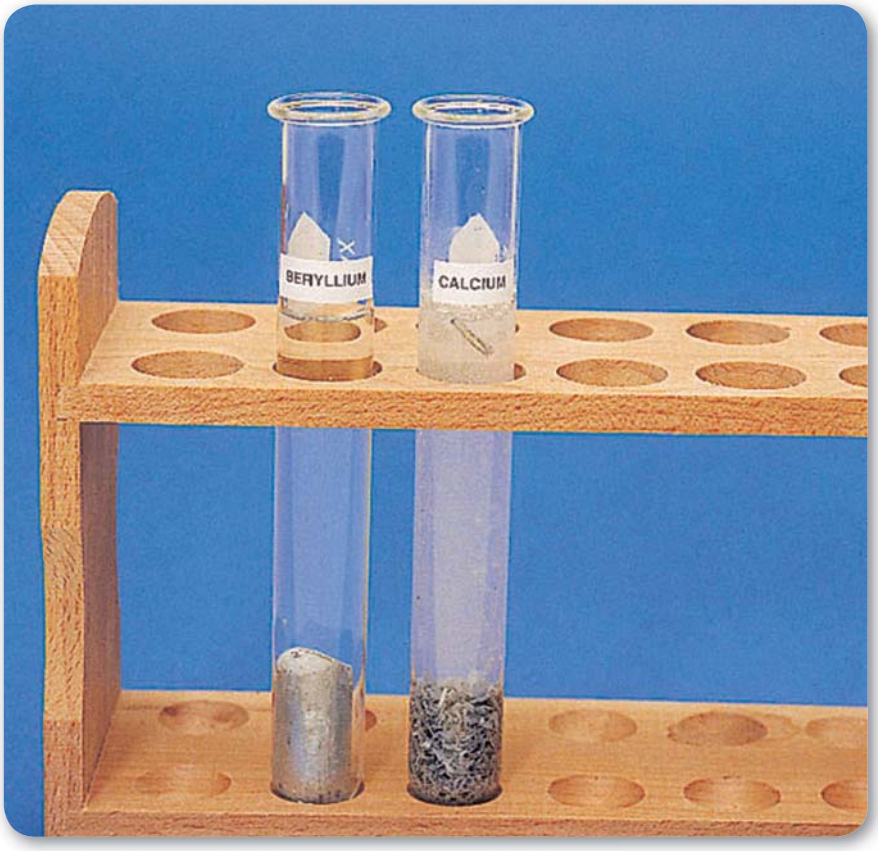
Los metales alcalinotérreos Los elementos del grupo 2, berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra), se llaman **metales alcalinotérreos**. Sus propiedades son semejantes a las de los elementos del grupo 1. Igual que los metales alcalinos, son demasiado reactivos para encontrarse como elementos libres en la naturaleza. Pierden ambos electrones *s* de valencia y forman iones 2+ con la configuración electrónica estable del gas noble del periodo anterior. Como los elementos del grupo 2 deben perder dos electrones en lugar de uno, estos metales son menos reactivos que los elementos del grupo 1. Cada metal alcalinotérreo es más denso, más duro y tiene un punto de fusión mayor que el metal alcalino vecino a él.

El elemento más reactivo del grupo alcalinotérreo es el que tiene mayor radio atómico y, por tanto, la menor atracción por sus dos electrones de valencia. Sabiendo esto, puedes predecir que el átomo que tiene el radio más grande del grupo, es el más reactivo.

La tendencia de los metales alcalinotérreos a aumentar su reactividad a medida que aumenta el tamaño del átomo, se ejemplifica con la reacción de los elementos con agua, como se muestra en la **figura 8.9**. El berilio no reacciona con agua. El magnesio reacciona con agua caliente. Pero el calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio [$Ca(OH)_2$], como lo muestra la ecuación.

$$Ca^{2+} + 2H_2O \rightarrow H_2 + Ca(OH)_2$$

Los metales alcalinotérreos juegan papeles importantes en muchos sistemas naturales y artificiales. Por ejemplo, el magnesio está presente en el centro de las moléculas de clorofila. La clorofila es el pigmento de las plantas responsable de la fotosíntesis, un proceso del que depende gran parte de la vida. La **figura 8.10** ilustra varias aplicaciones adicionales de los metales alcalinotérreos.



■ **Figura 8.9** No hay una reacción visible cuando el berilio se pone en agua, pero se producen burbujas de hidrógeno debido a la reacción del calcio con agua. El estroncio, bario y radio reaccionan con el agua con mayor fuerza.

Figura 8.10

Visualización de los metales alcalinotérreos

Usos de los metales alcalinotérreos

El berilio se ha convertido en un metal de importancia estratégica en las industrias nuclear y armamentista. El magnesio y el berilio tienen valor por sus propiedades individuales, pero son especialmente importantes en aleaciones con otros metales. Las aleaciones de magnesio se usan cuando es importante utilizar un material ligero y de gran resistencia, como en este motor de avión. El magnesio resiste la corrosión porque reacciona con el oxígeno del aire y forma una cubierta de óxido de magnesio. Esta cubierta de MgO protege el resto del metal de que prosiga la reacción con oxígeno.

Reacciones del magnesio y calcio

También se forma óxido de magnesio cuando el magnesio se calienta al aire. Se quema vigorosamente, produciendo una luz blanca brillante y óxido de magnesio. Durante el proceso, el magnesio pierde dos electrones para formar el ion Mg^{2+} y el oxígeno gana dos electrones para formar el ion O^{2-}. Juntos forman el compuesto iónico MgO. La siguiente ecuación muestra lo que ocurre.

$$2Mg^{2+} + O_2 \rightarrow 2MgO$$

El magnesio y el calcio son elementos indispensables para los seres humanos y las plantas. Las plantas necesitan magnesio para la fotosíntesis, porque en el centro de cada molécula de clorofila se localiza un átomo de magnesio.

Los iones calcio son necesarios en tu dieta. Mantienen el ritmo cardiaco y ayudan a la coagulación sanguínea. Pero la mayor cantidad de iones calcio de la dieta se usa para formar y mantener los huesos y dientes. Los huesos están formados por fibras de proteínas, agua y minerales, el más importante de los cuales es la hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH$, un compuesto de calcio, fósforo, oxígeno e hidrógeno, todos ellos elementos del grupo principal.

El estroncio revela su presencia

A pesar de ser el elemento menos conocido del grupo 2, el estroncio es importante. Debido a su semejanza química con el calcio, el estroncio puede reemplazar al calcio en la hidroxiapatita de los huesos y formar $Sr_5(PO_4)_3OH$. Esto podría causar problemas sólo si los átomos de estroncio fueran isótopos estroncio-90, que es peligroso cuando se incorpora a los huesos de los seres humanos. El estroncio se da a conocer por el brillante color rojo de las exhibiciones de fuegos artificiales. El color rojo también identifica al estroncio en el ensayo a la flama en el laboratorio.

QUIMILAB

PEQUEÑA ESCALA

REACCIONES Y CARGAS IÓNICAS DE LOS METALES ALCALINOTÉRREOS

Antecedentes

Los elementos alcalinotérreos, del grupo 2 de la tabla periódica, son berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). Los iones positivos de la mayoría de estos elementos reaccionan con los iones negativos oxalato ($C_2O_4^{2-}$) para formar compuestos que son insolubles en agua. En este QuimiLab estudiarás la reacción del calcio, estroncio y bario con iones oxalato y determinarás la fórmula de estos productos insolubles.

Pregunta

¿En qué proporción reaccionan los iones positivos de calcio, estroncio y bario con los iones negativos oxalato para formar compuestos?

Objetivos

- **Observar** la reacción del calcio, estroncio y barrio con los iones oxalato.
- **Determinar** la fórmula de los productos insolubles y las cargas de los iones de los elementos alcalinotérreos.
- **Relacionar** las cargas iónicas de los elementos alcalinotérreos con sus configuraciones electrónicas.

Preparación

Materiales

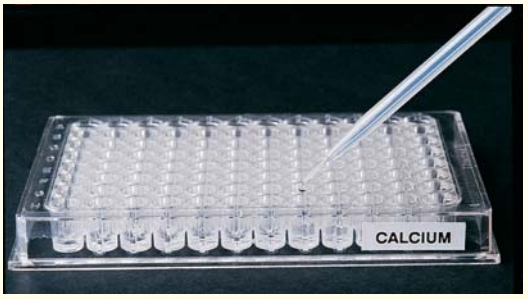
microplacas con 96 orificios (3)
micropipetas (4)
papel negro
palillos para dientes (3)
plumón marcador
solución de nitrato de calcio 0.1*M*
solución de nitrato de estroncio 0.1*M*
solución de nitrato de bario 0.1*M*
solución de oxalato de sodio 0.1*M*

Medidas de seguridad

ADVERTENCIA: ***Las soluciones son tóxicas y si se ingieren pueden irritar la piel. No toques o ingieras estas soluciones. Elimina los productos como te indique tu profesor.***

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Toma las tres microplacas de 96 orificios y cuatro micropipetas marcadas que contengan las cuatro soluciones: de nitrato de calcio, de nitrato de estroncio, de nitrato de bario y de oxalato de sodio. Marca las microplacas con *calcio*, *estroncio* y *bario*.
3. Acomoda la microplaca del calcio cerca del extremo de la mesa de trabajo, de forma que la línea H esté alineada con el extremo de la mesa. Sólo usarás los orificios H1 hasta H9. Observarás mejor el producto si la microplaca está sobre una pieza de papel negro.
4. Agrega una gota de la solución de calcio en el orificio H1, dos gotas en el orificio H2 y tres gotas en el orificio H3. Continúa en esta forma hasta que llegues al orificio H9, en el que pondrás nueve gotas.



5. Agrega una gota de la solución de oxalato de sodio al orificio H9, dos gotas al orificio H8 y tres gotas al orificio H7. Continúa de esta forma hasta que llegues al orificio H1, en el que pondrás nueve gotas.
6. Usa un palillo para dientes para agitar las mezclas.
7. Puede requerirse de varios minutos para que se completen las reacciones. Cuando se haya acumulado el producto insoluble en el fondo de los orificios, inclínate, de forma que tus ojos estén al nivel de la microplaca.
8. Determina y anota el número del orificio (u orificios) que contengan la mayor profundidad del producto insoluble y, por tanto, la mayor cantidad. Anota tus observaciones en una tabla de datos como la que se muestra.

9. Repite el procedimiento de 3 a 8 con las soluciones de estroncio y de oxalato.
10. Repite el procedimiento de 3 a 8 con las soluciones de bario y de oxalato.
11. Elimina las sustancias de las tres microplacas como te indique tu profesor. Lava bien las microplacas con agua de la llave y luego con agua destilada.

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta** ¿Qué proporción de gotas de las soluciones que reaccionan produce la cantidad máxima de producto insoluble en cada una de las tres reacciones que llevaste a cabo?
2. **Interpreta** Todas las soluciones que usaste fueron 0.1 molar, lo que significa que contenían el mismo número de iones por gota. Por ejemplo, si se obtuvo la máxima cantidad de producto a partir de dos gotas de la solución de calcio y ocho gotas de la solución de oxalato, el producto insoluble contiene un ion calcio por cada cuatro iones oxalato. La fórmula de tal compuesto sería $Ca(C_2O_4)_4$. Interpreta tus resultados para determinar la fórmula del oxalato de calcio, oxalato de estroncio y oxalato de bario.
3. **Concluye** El ion oxalato tiene una carga de 2– y se combina con los iones alcalinotérreos de tal forma que resultan compuestos neutros. ¿Qué carga crees que tienen los iones calcio, estroncio y bario? Explica cómo puedes inferir estas cargas iónicas a partir de tus resultados experimentales.

Aplicación y evaluación

1. **Aplica** Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos de calcio, estroncio y bario. Relaciona la carga de los iones calcio, estroncio y bario con la configuración electrónica de sus átomos respectivos.
2. **Predice** Usa el mismo razonamiento que empleaste para responder la pregunta 1 para predecir las cargas de los iones del potasio, del grupo 1, y del galio, del grupo 13. Explica tu razonamiento.

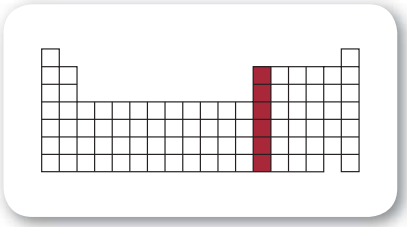
CONTINÚA INDAGANDO

Formula Cuando el nitrato de plomo y el yoduro de potasio se mezclan, se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo. Desarrolla un plan similar para el procedimiento de este QuimiLab con el fin de evaluar la carga del plomo en este precipitado.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Oxalato de sodio combinado con	Número de la casilla con el máximo de precipitado	Gotas de la solución de oxalato	Gotas de la solución del grupo 2
Nitrato de calcio			
Nitrato de estroncio			
Nitrato de bario			



Grupo 13 Sólo el boro, primer elemento del grupo 13, es un metaloide. Los demás elementos del grupo 13, aluminio (Al), galio (Ga), indio (In) y talio (Tl), son metales. Ninguno de los metales son activos como los metales de los grupos 1 y 2, pero son buenos conductores del calor y la electricidad. Tienen apariencia plateada y son bastante blandos. Los metales del grupo 13 tienden a compartir electrones más que a formar compuestos iónicos; en este aspecto se parecen al boro. Su configuración de valencia es s^2p^1, y, en la mayoría de sus compuestos, muestran el número de oxidación 3+.

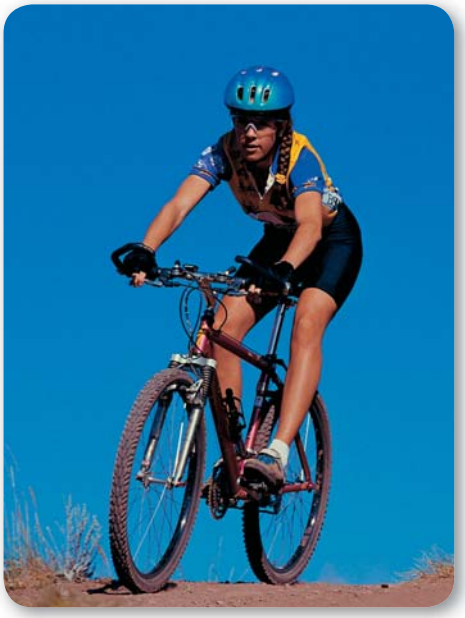
El aluminio es el más abundante de los elementos metálicos en la corteza terrestre y tiene tantas propiedades importantes que se ha convertido en uno de los metales de mayor uso en el mundo. La gran cantidad de usos del aluminio es el resultado de sus propiedades: baja densidad, buena conducción eléctrica y térmica, maleabilidad, ductilidad y resistencia a la corrosión. El aluminio, como el magnesio, es un metal que se autoprotege. Por exposición al oxígeno del aire, se forma sobre la superficie una capa protectora de óxido de aluminio (Al_2O_3), lo que evita la subsecuente reacción con oxígeno.

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

El aluminio se obtiene de su mineral por medio de un proceso que consume 4.5 por ciento de la electricidad que se produce en Estados Unidos. El reciclaje del aluminio reduce su costo, al disminuir la necesidad de electricidad. La **figura 8.11** ilustra las aplicaciones de los elementos del grupo 13.

FIGURA 8.11

Visualización del grupo 13



Usos del boro

El boro es un metaloide que se encuentra en el ácido bórico (H_3BO_3) y en el bórax ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$). El ácido bórico es uno de los ingredientes activos en las soluciones para lavado de ojos y para limpieza de lentes de contacto. El bórax es el abrasivo de algunos polvos para limpieza. También se usa como ablandador de agua y es un componente importante de algunos tipos de vidrios.

La importancia del aluminio

Piensa en la importancia que tiene el aluminio en tu vida. El papel de aluminio y las latas de aluminio para refrescos están en todos los sitios. El antiácido de tu botiquín puede contener hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$. Tu antitranspirante o desodorante puede contener hidróxido de aluminio y zirconio o clorohidrato de aluminio. Debido a que el aluminio no es tan duro ni tan fuerte como el acero, con frecuencia se le utiliza en aleaciones con otros metales para hacer materiales estructurales. Las aleaciones de aluminio se usan para fabricar motores de automóviles, aeroplanos y las cajas de los camiones, en donde es importante una gran resistencia y poco peso. En casa, puedes encontrar bicicletas, muebles para exteriores, escaleras, ollas y cacerolas hechas de aluminio.

Grupo 14 Los elementos del grupo 14, carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn) y plomo (Pb), muestran propiedades muy variadas. El carbono es un no metal, el silicio y germanio son metaloides y el estaño y plomo son metales. Como la configuración electrónica de valencia de estos elementos es s^2p^2, la ganancia o pérdida de cuatro electrones da por resultado la configuración de un gas noble. Sin embargo, no es común que ningún elemento gane o pierda cuatro electrones. En lugar de ganar electrones para lograr la configuración de un gas noble, el carbono, el silicio y el germanio reaccionan compartiendo electrones. Pero el estaño y el plomo, igual que los metales de los grupos precedentes, reaccionan perdiendo electrones. Estos elementos, más grandes, de la parte de abajo del grupo, pierden electrones con más facilidad que los no metales, más pequeños, de la parte de arriba del grupo, debido al tamaño de sus átomos y la menor atracción del núcleo por los electrones externos. Como grupo, el número de oxidación más común es 4+. La **figura 8.12** ilustra las aplicaciones de los elementos del grupo 14. La sección Conexión con la Historia de la página 270 estudia una conexión histórica significativa con el plomo, el elemento más estable y pesado del grupo 14.

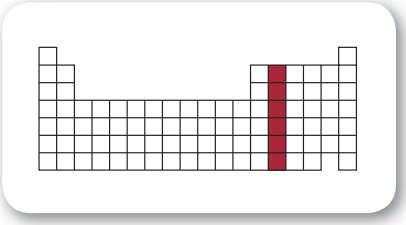


FIGURA 8.12

Visualización del grupo 14

Encontrarás elementos del grupo 14 en muchos de los productos químicos del almacén de tu hogar: carbono, en los conglomerados de carbón vegetal, lápices con plomo, joyería de diamantes y en casi todos los productos alimenticios de tu hogar. Aprenderás más acerca del carbono y sus compuestos en los capítulos 9 y 18.

De la arena a usos múltiples

El silicio, como el boro, es un metaloide. Se encuentra en la arena, como dióxido de silicio (SiO_2), y algunas veces se le llama sílice. Alrededor de 59 por ciento de la corteza terrestre está formada por sílice. En su forma elemental, el silicio es un sólido gris, duro, con un punto de fusión bastante alto, 1 410°C. El silicio se encuentra en los vidrios de las ventanas y en los chips de las computadoras. Se encuentran compuestos de silicio en lubricantes, juntas y selladores.

Latas y aleaciones de estaño

El estaño (Sn) es más conocido por su uso como cubierta protectora en las latas de acero que se usan para almacenar alimentos. La cubierta protege al acero de la corrosión. El estaño también es el componente principal de las aleaciones de bronce, en la soldadura y en el peltre. Es un metal blando, con el que se pueden hacer láminas delgadas.

Acumulador de plomo-ácido

El plomo (Pb) se conoce y se usa desde la antigüedad. Se obtiene del mineral galena (PbS). El uso más importante del plomo es en los acumuladores de plomo-ácido que se usan en los automóviles.

Conexión con la Historia

Envenenamiento con plomo en Roma

¿Podría ser parcialmente responsable de la caída del Imperio Romano el envenenamiento con plomo? Algunos investigadores así lo creen ya que encontraron que, en su historia temprana, se produjo un envenenamiento con plomo.

Cómo ocurre el envenenamiento con plomo El plomo se introduce en el cuerpo al ingerir, con los alimentos y bebidas, materiales que contienen compuestos de plomo o cuando se inhalan partículas de polvo que tienen plomo o se absorben por la piel. A medida que aumenta la cantidad de plomo ingerido, disminuye la capacidad del cuerpo para eliminarlo. Después de un cierto periodo, la acumulación de plomo en el hígado, riñones, huesos y otros tejidos corporales, adquiere gran importancia. Se presentan síntomas de dolor abdominal, anemia, letargo y parálisis de los nervios de manos y pies.

Un metal viejo y versátil El plomo tenía un alto valor en la antigüedad. Los egipcios refinaban y usaban el plomo desde el año 3000 a.C. Los depósitos de galena, PbS, localizados cerca de Atenas, Grecia, eran procesados y utilizados por los griegos, en el siglo VI a.C. Sin embargo, fueron los romanos, en el siglo I a.C. los que se dieron cuenta de todo el potencial del plomo. Lo procesaban para una gran variedad de usos. El famoso sistema romano de suministro de agua a la población se construyó con tuberías de plomo. La cerveza y los vinos se almacenaban en vasijas vidriadas con plomo como se muestra en la **figura 1**, y se servían en copas de plomo. Las ollas para cocinar también eran de plomo.

El plomo estaba en todas partes Como en Roma las tuberías del sistema de bombeo de agua eran de plomo, éste se disolvía en el agua potable. Muchas clases de alimentos y bebidas se endulzaban con un jarabe espeso, llamado sapa. El sapa se hacía hirviendo vino en una olla de plomo hasta que se evaporaba una gran cantidad de agua y alcohol. Lo que quedaba era una confitura sabrosa, aunque venenosa. Una pequeña porción de sapa era acetato de plomo(II), también conocido como azúcar de plomo. Para cualquiera que viviese en la Roma antigua, era imposible evitar la ingestión de plomo. Como el envenenamiento con plomo provoca apatía y fallas mentales, algunos investigadores creen que su ingestión contribuyó al fracaso de la clase gobernante romana y precipitó la caída del Imperio.

Figura 1 Cerámica vitrificada que sirve para guardar alimentos y bebidas.

Algunos investigadores piensan que la clase gobernante romana fue envenenada lentamente hasta la muerte por el plomo usado en casi todos los aspectos de su vida cotidiana. Además de la cerámica y las pipas de agua, el plomo también se usa en pigmentos de pintura, como sazonador de alimentos, en polvo para la cara y mascarillas, y como uno de los muchos ingredientes de las monedas. El envenenamiento por plomo a largo plazo puede causar muchos problemas de salud, incluida la esterilidad, daño a los riñones, una conducta agresiva, un IQ reducido, irritabilidad y problemas de conducta o de atención.

Emisiones de plomo Cuando Roma se encontraba en la cima de la producción de plomo, producía 80 000 toneladas al año. En los estudios sobre los cambios en la composición atmosférica a través de la historia, los investigadores detectaron residuos de plomo en los antiguos romanos y griegos, en los musgos de los pantanos británicos y en los sedimentos lacustres suecos. Las emisiones de plomo en Roma de los fundidores romanos en el momento de su máximo poder del 500 a.C. al 300 d.C. fueron casi tan grandes como las que se produjeron durante los años de la Revolución Industrial en Inglaterra, desde 1760 hasta 1840.

Conexión con la Química

1. **Adquiere información** Investiga cómo llega el plomo a los suministros de agua en la actualidad.
2. **Compara y contrasta** Acude a la biblioteca e investiga acerca de los problemas que ha tenido Estados Unidos por la contaminación y el envenenamiento con plomo.
3. **Interpreta** La fórmula del ion acetato es $C_2H_3O_2^-$. ¿Cuál es la fórmula del acetato de plomo(II)?

Grupo 15 La tendencia de las propiedades metálicas resulta obvia a medida que avanzas de arriba hacia abajo en el grupo 15, desde el nitrógeno (N) hacia el fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb) y bismuto (Bi). El nitrógeno y el fósforo son no metales. Forman enlaces covalentes para completar la configuración de su nivel externo. El arsénico y el antimonio son metaloides y pueden ganar o compartir electrones para completar su octeto. El bismuto es más metálico y, con frecuencia, pierde electrones.

Los elementos del grupo 15 tienen cinco electrones de valencia. Su configuración electrónica de valencia es s^2p^3. Sólo necesitan tres electrones para lograr la configuración del gas noble del final de su periodo. El nitrógeno, el fósforo y el arsénico tienen un número de oxidación de 3– en algunos de sus compuestos, pero también pueden tener números de oxidación de 3+ y 5+. El nitrógeno es uno de los componentes de las proteínas, del ácido desoxirribonucleico (DNA) mostrado en la **figura 8.13**, y del ácido ribonucleico (RNA), por lo que es indispensable para la vida. El fósforo es igualmente importante debido a que el grupo fosfato (PO_4^{3-}) es una unidad que se repite en la cadena de DNA. La molécula de DNA porta el código genético que regula las actividades de las células de muchos organismos vivos. Otra molécula biológica importante, el trifosfato de adenosina, ATP, también contiene grupos fosfato, que almacenan y liberan energía en los organismos vivos.

El nitrógeno en forma de molécula químicamente no reactiva, N_2, forma 78 por ciento del volumen de la atmósfera terrestre. Las plantas y animales no pueden usar el nitrógeno en esta forma. Los líquenes, las bacterias del suelo y las bacterias de los nódulos de las raíces del frijol, los tréboles y otras plantas semejantes, convierten el nitrógeno en amoniaco y compuestos con nitratos. Los relámpagos también convierten el nitrógeno atmosférico en monóxido de nitrógeno (NO). Las plantas utilizan estos sencillos compuestos de nitrógeno para elaborar proteínas y otros compuestos nitrogenados complejos, que forman parte de la cadena alimenticia. Las fuentes naturales del nitrógeno en el suelo, las plantas y los productos de la descomposición de la materia orgánica y el desperdicio, no siempre proveen suficiente nitrógeno para cosechas óptimas. Los agricultores aplican nitrógeno y fósforo, elementos del grupo 15, para producir un cultivo con una cosecha mayor. La **figura 8.14** y el artículo Química cotidiana de la página 273 ilustran otras aplicaciones de los elementos del grupo 15.

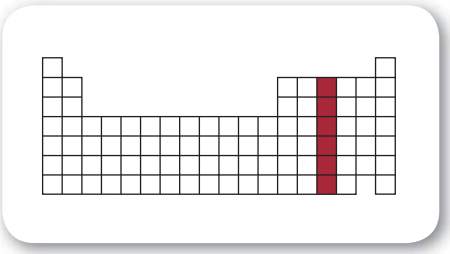


Figura 8.13 El nitrógeno y el fósforo, elementos del grupo 15, son componentes vitales del DNA, la molécula que contiene el código genético de cada organismo viviente. El fósforo es el átomo central de los grupos fosfato que son parte de la estructura de la molécula. El nitrógeno es un componente importante de las bases que permite la unión de la estructura mediante puentes de hidrógeno.

Figura 8.14

Visualización del grupo 15

Un elemento común: el nitrógeno

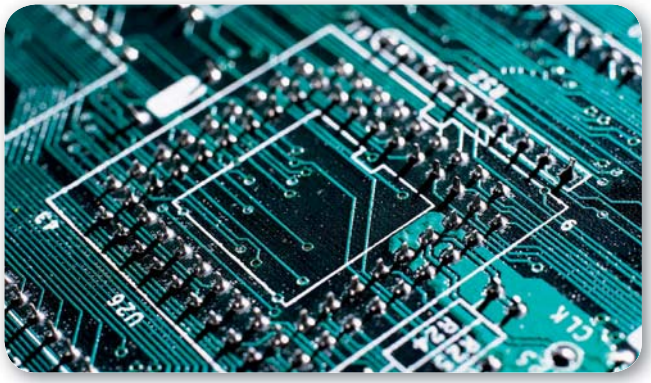
Comercialmente, el nitrógeno elemental (N_2) se obtiene a partir de la destilación fraccionada del aire líquido. Una gran parte de él se convierte en amoniaco (NH_3), ingrediente común de muchos limpiadores caseros.

Amoniaco, el mejor fertilizante

El amoniaco se usa como fertilizante líquido, se aplica directamente en el suelo (arriba) o se convierte en fertilizantes sólidos como nitrato de amonio, NH_4NO_3; sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$; o fosfato hidrógeno de amonio $(NH_4)_2HPO_4$. La bolsa de fertilizante indica los porcentajes de los elementos del grupo principal, nitrógeno, fósforo y potasio, que contiene (izquierda). Los fertilizantes tienen diferentes formulaciones que proporcionan los nutrientes apropiados para las necesidades del crecimiento de diferentes plantas.

Dos alótropos del fósforo

El fósforo blanco y rojo son dos isótopos comunes del fósforo. En la fotografía se observa que el fósforo blanco está en un líquido porque esta forma de fósforo, cuya fórmula es P_4, reacciona de manera espontánea con el oxígeno del aire. El fósforo rojo se usa en la manufactura de cerillos. Puedes leer acerca de ellos en el artículo Química cotidiana de este capítulo.



Semiconductores de arseniuro de galio

El arsénico es un metaloide que se encuentra ampliamente distribuido en la corteza terrestre. Uno de sus usos más importantes, cada vez mayor, es en forma del compuesto binario arseniuro de galio, GaAs. Debido a la mayor velocidad y mejor desempeño que se logran con este compuesto, ha comenzado a reemplazar al silicio en algunas aplicaciones de semiconductores en circuitos electrónicos.

Química cotidiana

La química de los cerillos

Tanto la elaboración como el hecho de encender cerillos implica una gran cantidad de procesos químicos.

Elaboración de los cerillos de fricción El tallo de madera de pino de los cerillos mostrado en la **figura 1**, se corta y se sumerge en una solución de bórax (tetraborato de sodio, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) o de fosfato de amonio [$(NH_4)_3PO_4$] para darle seguridad a los cerillos. A continuación, el extremo de la cabeza del cerillo se sumerge en parafina y luego en una mezcla de pegamento, colorante, un material combustible y un agente oxidante. Como material combustible se usa azufre o trisulfuro de diantimonio (Sb_2S_3). Los agentes oxidantes comunes son clorato de potasio ($KClO_3$) y dióxido de manganeso (MnO_2). Como paso final, tienen una cabeza formada por trisulfuro de tetrafósforo (P_4S_3), polvo de vidrio y un estuche es el paso final.

Figura 1 Los cerillos de fricción se encienden cuando golpean cualquier superficie.

La química de los cerillos de fricción La superficie rugosa en una caja de cerillos de fricción está formada por polvo de vidrio y pegamento. La punta P_4S_3 arde a baja temperatura. Cuando la cabeza se frota sobre la superficie rugosa, el calor de la fricción provoca la ignición.

$$P_4S_3(s) + 6O_2(g) \rightarrow P_4O_5(g) + 3SO_2(g) + \text{calor}$$

El calor generado produce la descomposición del clorato de potasio $KClO_3$.

$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$

El oxígeno liberado, combinado con el calor de la primera reacción, hace que el azufre se encienda, quemándose la parafina. Cuando se quema la parafina, la flama pasa de la cabeza al tallo de madera.

Figura 2 Los cerillos de seguridad se encienden cuando golpean un paquete.

Cómo funcionan los cerillos de seguridad Los cerillos de seguridad con el tallo de madera o de papel que se muestra en la **figura 2**, se tratan de forma semejante. Su cabeza contiene trisulfuro de diantimonio o azufre, clorato de potasio o algún otro agente oxidante, vidrio molido y pegamento con parafina, en la parte interior. Estos cerillos se llaman cerillos de seguridad porque, por lo general, se encienden sólo cuando se frotan contra la superficie rugosa de su caja o paquete. La superficie rugosa tiene la misma función que la cabeza de los cerillos de fricción; provoca su ignición. La superficie rugosa está formada por una capa de fósforo rojo, vidrio molido y pegamento. La fricción del cerillo contra ella, cambia el fósforo rojo a fósforo blanco.

$$P(\text{rojo}) + \text{calor} \rightarrow P(\text{blanco})$$

Se forma fósforo blanco que se incendia de manera espontánea en el aire y produce el suficiente calor para causar la ignición de la cabeza del cerillo.

$$4P(\text{blanco})(s) + 5O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + \text{calor}$$

Explorando más

1. **Compara y contrasta** El primer paso al encender un cerillo de seguridad es la conversión de fósforo rojo en fósforo blanco. Compara la reactividad química de estos dos alótropos.
2. **Aplica** Propón un método para hacer un cerillo que produzca una flama colorida.

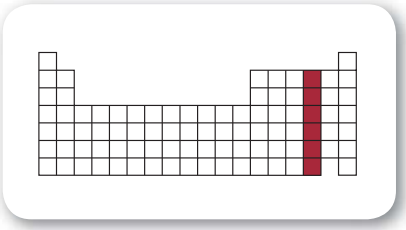


Tabla 8.1 **Oxígeno + metales y no metales**

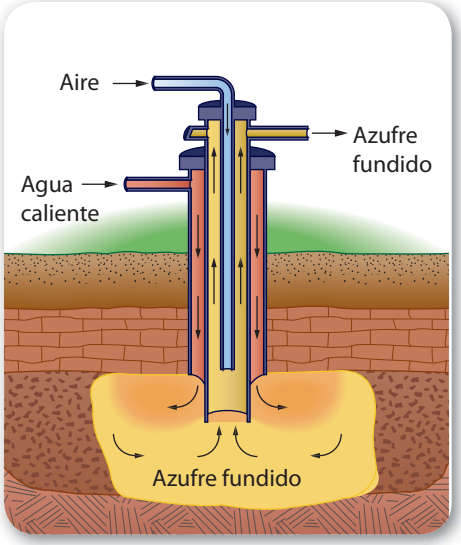
O_2 + metal	O_2 + no metal
$O_2 + 4Na \rightarrow 2Na_2O$	$O_2 + C \rightarrow CO_2$
$O_2 + 2Ca \rightarrow 2CaO$	$O_2 + S \rightarrow SO_2$

Grupo 16 Los elementos del grupo 16, oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), Telurio (Te), son no metales, mientras que el polonio (Po) es un metaloide. Su configuración electrónica de valencia es s^2p^4. Con algunas excepciones, el oxígeno gana dos electrones y forma el ion óxido (O^{2-}), con la configuración del neón. El oxígeno reacciona tanto con metales como con no metales y, entre los no metales es el segundo, después del flúor, en reactividad química.

El oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra. Forma 21 por ciento en volumen de la atmósfera terrestre y casi 50 por ciento de la masa de la corteza terrestre. El oxígeno se encuentra presente en el agua y como óxidos de otros elementos como muestran las ecuaciones de la **tabla 8.1**. Al igual que el nitrógeno, el oxígeno gaseoso (O_2) se obtiene a partir de la destilación fraccionada del aire líquido.

Existen dos alótropos del oxígeno, el más común O_2, y O_3 llamado ozono. El ozono es un gas muy inestable y reactivo, considerado un contaminante en la parte baja de la atmósfera. Sin embargo, en la parte alta, el ozono protege a la Tierra de la peligrosa radiación ultravioleta del sol. El ozono es el responsable del olor irritante que sientes durante una tormenta con truenos y relámpagos o mientras trabajas con tu computadora u otros equipos electrónicos.

Igual que el oxígeno, el azufre gana dos electrones y forma el ion sulfuro (S^{2-}) cuando reacciona con metales o con hidrógeno. Pero en sus reacciones con no metales, el azufre puede tener otros números de oxidación. Gran parte del azufre que se produce en Estados Unidos se obtiene de depósitos de azufre elemental, mediante el proceso Frasch, mostrado en la **figura 8.15**. Varios otros usos importantes de los elementos del grupo 16 se ilustran en la **figura 8.16**.



■ **Figura 8.15** Durante la década de 1890, Herman Frasch inventó el proceso Frasch (abajo). Se bombea agua caliente en un depósito subterráneo de azufre, con lo cual éste se funde. Luego, ya líquido, se le saca a la superficie introduciendo aire en el depósito. El azufre líquido se solidifica después de sacarlo del depósito (derecha).

FIGURA 8.16

Visualización del grupo 16

La importancia del oxígeno

El principal uso industrial del oxígeno es en la producción del acero, que se describe más adelante, en la sección 8.2. También se usa para tratar aguas residuales, como parte del combustible de H_2/O_2 de los cohetes, y en medicina, como ayuda para la respiración.

El inestable peróxido de oxígeno

En el botiquín de tu casa encontrarás oxígeno en soluciones de peróxido de hidrógeno (H_2O_2), que se muestra en una botella café. Los peróxidos son compuestos inestables que se descomponen produciendo oxígeno molecular. El recipiente de color café ayuda a reducir la velocidad de descomposición del peróxido de hidrógeno ya que no permite el paso de luz. La reacción se describe con esta ecuación.

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

El oxígeno como antiséptico y blanqueador

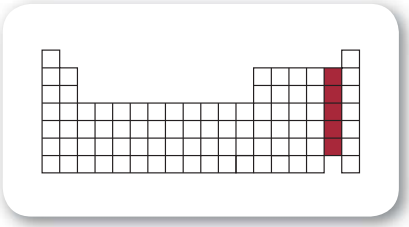
El oxígeno gaseoso es el que produce la espuma cuando usas peróxido de hidrógeno como antiséptico para limpiar una cortada o una herida. También es el oxígeno el que decolora el cabello cuando se usa un decolorante con peróxidos. Algunos limpiadores caseros contienen oxígeno para blanquear, en lugar de cloro.

Una variedad de uso del ácido sulfúrico

La mayor parte del azufre elemental se convierte en ácido sulfúrico (H_2SO_4), un producto químico clave para la producción de una gran variedad de productos, como fertilizantes, acumuladores de automóviles, detergentes, pigmentos, fibras y caucho sintético, como se muestra aquí.

Una aplicación de la fotosensibilidad del selenio

La química del selenio y del telurio es semejante a la del azufre. El selenio tiene la propiedad de aumentar la conductividad eléctrica cuando se expone a la luz. Esta propiedad tiene aplicaciones en los dispositivos de seguridad y en los sistemas de apertura y cierre mecánico, en los que la interrupción del rayo de luz provoca una respuesta eléctrica. Pero la aplicación más importante del selenio es en la xerografía, un proceso que se usa en las fotocopiadoras modernas, como se muestra aquí.



Los halógenos Los **halógenos**, flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I) y astatino (At), son no metales activos. Debido a su reactividad química, no existen como elementos libres en la naturaleza. Su comportamiento químico se caracteriza por la tendencia a ganar un electrón para completar su configuración de valencia, que es s^2p^5, y formar un ion 1– con una configuración de gas noble. Por ejemplo, el cloro tiene la configuración [Ne]$3s^23p^5$. Cuando gana un electrón se forma el ion cloruro Cl^-, con la configuración del argón [Ne]$3s^3p^6$. Los halógenos también pueden lograr una configuración de gas noble compartiendo electrones.

Debido a que los halógenos reaccionan ganando un electrón, el elemento más reactivo del grupo es el que ejerce mayor atracción sobre un electrón. El flúor es el más pequeño de los halógenos, por lo que tiene mayor capacidad para atraer y retener un electrón. A medida que aumenta el tamaño de los halógenos, hacia abajo en el grupo, disminuye la capacidad de atraer y retener los electrones del nivel externo. Por tanto, la reactividad de los halógenos disminuye según avanzas del flúor hacia el yodo. El yodo es el halógeno menos activo por su gran radio atómico. El astatino, el halógeno de mayor tamaño, probablemente es todavía menos activo que el yodo, pero es escaso y radiactivo.

Los halógenos en forma elemental existen como moléculas diatómicas que son muy reactivas y tóxicas. Muchos productos para el hogar contienen compuestos de cloro que pueden generar el gas cloro (Cl_2), si no se maneja de manera apropiada. Sin embargo, la gente de todo el mundo consume de manera segura muchos de estos mismos halógenos como iones. Como sabes, el ion cloro, Cl^-, es parte de la sal de mesa común. En concentraciones apropiadas, el ion yoduro, I^-, es esencial para la salud de la glándula tiroides, una glándula que regula nuestro metabolismo. La **figura 8.17** muestra cómo las concentraciones del yodo dietético varían en todo el mundo. La **figura 8.18** y la sección Conexión con la Biología de la página 278 ilustran varias otras aplicaciones importantes de los halógenos.

LABORATORIO EN CASA

Consulta en la página 871 **la solubilidad del yodo**

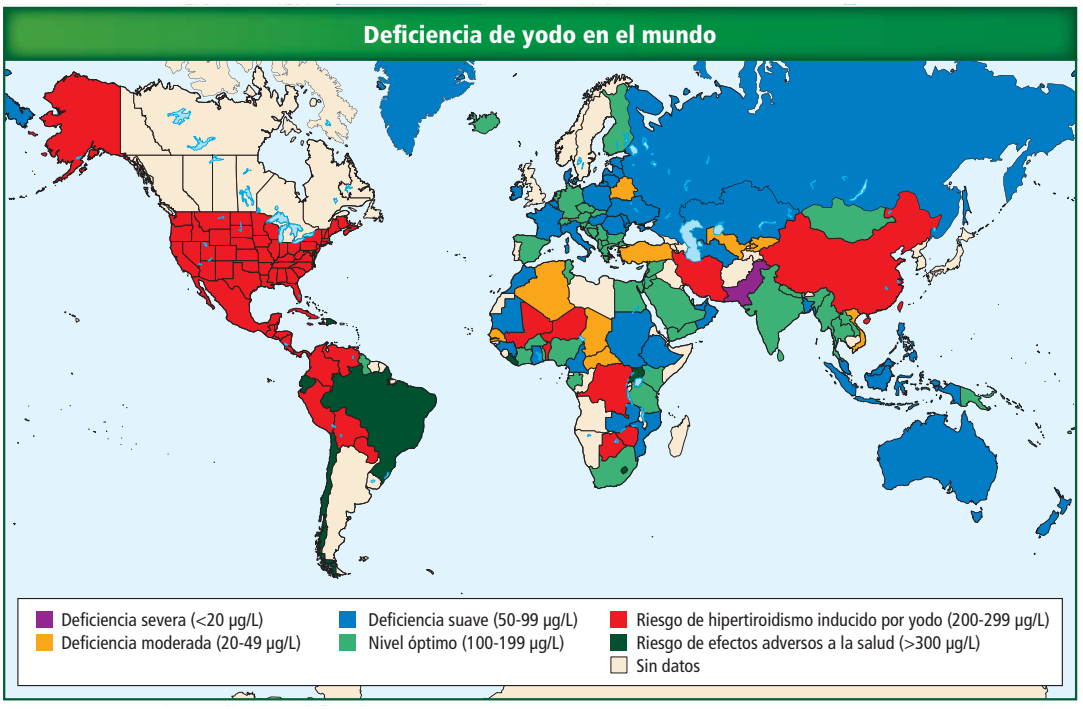


Figura 8.17 El yodo es un componente dietético esencial. La mayor parte del yodo del cuerpo se concentra en la tiroides, donde se usa para hacer ciertas hormonas. Este mapa ilustra los niveles de riesgo para la deficiencia del yodo en todo el mundo.

Figura 8.18

Visualización de halógenos

Uso cotidiano del halógeno

El flúor y el cloro son abundantes en la naturaleza y ambos se encuentran en compuestos biológicos indispensables. La sal de mesa (NaCl), que se usa para condimentar alimentos, proporciona todos los iones cloruro necesarios para una dieta saludable.

Los fluoruros previenen la caries dental

En muchos pueblos y ciudades se agregan fluoruros al suministro de agua y, con frecuencia, se agrega a los dentífricos fluoruro de sodio (NaF) o fluoruro de estaño(II) (SnF_2) para evitar la formación de caries dental. Puedes leer acerca del papel de los fluoruros en la prevención de la caries dental en Conexión con la Biología.

El yodo como bactericida

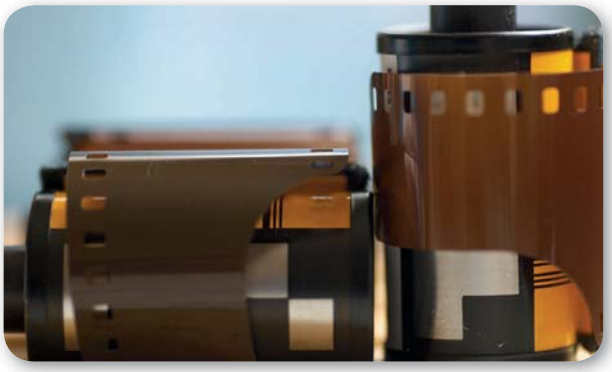
Los halógenos son importantes como agentes bactericidas. Los médicos usan una solución de yodo para esterilizar la piel antes de practicar una cirugía.

El cloro hace que el agua sea segura

El cloro se utiliza en los suministros de agua de la mayoría de las ciudades y pueblos, así como en las piscinas, para matar bacterias. El cloro que se agrega a las albercas acidifica ligeramente el agua, por lo que si tienes los ojos irritados después de nadar en una piscina, probablemente se deba al ácido.

El bromuro de plata cubre las películas fotográficas

Los compuestos de los halógenos son más importantes que los elementos libres. Los compuestos del cloro con el carbono, como tetracloruro de carbono y cloroformo, son solventes importantes. El bromuro de plata (AgBr) tiene importancia como recubrimiento de las películas fotográficas, sensibles a la luz.



Conexión con la Biología

Los fluoruros y la caries dental

¿Te preocupa que pudieras tener una caries? De ser así, no es de sorprender porque todavía no es posible la prevención total de la caries. Pero, desde la década de 1950, este problema se ha reducido en gran medida.

Protección de la caries dental De acuerdo con estudios realizados por el Servicio Púbico de Salud de Estados Unidos, beber agua que incluye pequeñas cantidades de fluoruros ayuda a prevenir la caries dental. Sostienen que los niños que beben agua que contiene 1 parte por millón (ppm) de silicofluoruro de sodio (Na_2SiF_4) tienen de 18 a 40 por ciento menos caries que aquellos que toma agua sin fluoruro.

La protección dental contra la caries también puede hacerse mediante la aplicación de tratamientos de fluoruro en gel por los dentistas y con el uso de enjuagues bucales y pastal dental que contengan fluoruro. Los geles de fluoruro contienen fluoruro en forma de estaño (SnF_2) y las pastas de dientes usan fluoruro en forma de fluoruro de sodio (NaF), fluoruro de estaño (SnF_2) o monofluorofosfato de sodio o MMF (Na_2FPO_3).

El proceso de la caries El esmalte de los dientes mostrado en la **figura 1**, que tiene un espesor aproximado de 2.5 mm, contiene 96 por ciento de hidroxiapatita (fosfato de calcio cristalino), $Ca_5(PO_4)_3OH$. A pesar de que la hidroxiapatita es insoluble en agua, pequeñas cantidades se disuelven en la saliva producida por las bacterias de tu boca, mediante un proceso que se llama desmineralización.

El proceso inverso, la remineralización, es la defensa del cuerpo contra la disolución del esmalte de los dientes por los ácidos bacterianos. El cuerpo trata de reemplazar el esmalte disuelto por la saliva ácida usando minerales que toma de los alimentos que masticas y del dióxido de carbono, CO_2, de tu respiración. Cuando las tasas de desmineralización y remineralización son iguales, el equilibrio se restablece y no se forma una caries.

Figura 1 El esmalte de los dientes se disuelve en la saliva ácida.

Las bacterias y la caries Las bacterias usan el azúcar para tener energía y producir ácido láctico. El ácido hace que el pH de la saliva, que normalmente es de 6.8, baje a menos de 6.0. Cuando llega a este punto, la velocidad de la desmineralización aumenta y pueden producirse caries.

Los fluoruros previenen la caries Los compuestos de fluoruro se disocian en agua para formar iones fluoruro. Los iones fluoruro reemplazan a los iones hidróxido en algunas moléculas de $Ca_5(PO_4)_3OH$ y forman fluoroapatita, $Ca_5(PO_4)_3F$. La fluoroapatita es casi 100 veces menos soluble que la hidroxiapatita; también tiene mayor dureza y es más resistente al ataque de las bacterias. Aun cuando la Asociación Dental Estadounidense y los Centros para el Control de Enfermedades recomiendan la fluorización de tus dientes, existe una oposición a la práctica. Sin embargo, la química detrás de la práctica apoya la fluorización de los dientes.

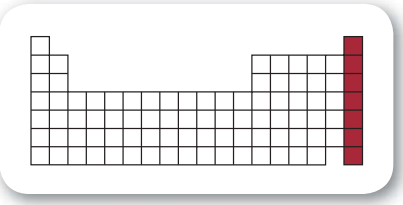
Conexión con la Química

1. **Adquiere información** Averigua por qué no todas las ciudades de Estados Unidos fluorizan su suministro de agua.
2. **Aplica** Revisa los ingredientes de cinco pastas de dientes diferentes para ver si contienen un compuesto de flúor y, de ser así, cuál es.

■ **Figura 8.19** Como no quema el helio, en vez del hidrógeno, se usa para llenar globos.

Grupo 18 Los gases nobles helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), Xenón (Xe) y radón (Rn), en un principio se llamaron gases inertes porque los químicos no lograban hacerlos reaccionar. Su falta de reactividad puede entenderse: todos los gases nobles tienen los electrones de valencia completos y, por tanto, no muestran tendencia a ganar o perder electrones. La **figura 8.19** muestra uno de los usos de un gas noble, que es el resultado de su falta de reactividad. El helio tiene un peso ligero y no es reactivo, lo que lo vuelve ideal para llenar globos. Sin embargo, en años recientes, los químicos han tenido éxito al preparar compuestos fluorados de los gases nobles más pesados —kriptón y xenón—, pero no han logrado reacciones con los miembros más ligeros del grupo.

Las tendencias de las propiedades químicas de cada grupo de los elementos del grupo principal están directamente relacionadas con los cambios en el radio atómico. En los elementos de los grupos que forman compuestos al perder electrones, cuanto más grande es el átomo, con mayor facilidad cede sus electrones y el átomo es más reactivo. En los elementos de los grupos que forman compuestos al ganar electrones, cuanto más grande es el elemento, ejerce menor atracción sobre los electrones y el átomo es menos reactivo. Encontrarás tendencias semejantes entre los elementos de transición.



PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más el uso de tendencias sobre la tabla periódica, resuelve la práctica adicional de la página 818.

Sección 8.1 Evaluación

Resumen de la sección

- En un periodo de la tabla periódica, el número de electrones de valencia aumenta a medida que el número atómico disminuye.
- De izquierda a derecha a lo largo del periodo, el radio atómico disminuye. Descendiendo por un grupo, el radio atómico aumenta.
- El metal con el átomo más grande y el número de electrones de valencia más pequeño es el metal más activo.
- El no metal con el átomo más pequeño y el número mayor de electrones de valencia es el no metal más activo.

1. **Idea PRINCIPAL Determina** Usando sólo la tabla periódica, determina cuál es mayor: ¿el radio atómico del potasio o el radio atómico del yodo? ¿Cuál de estos elementos es un metal?
2. **Explica** por qué los radios atómicos disminuyen de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y aumentan al descender por un grupo.
3. **Compara** ¿Cómo es el tamaño de un ion positivo comparado con el tamaño del átomo neutro? ¿Cómo es el tamaño de un ion negativo comparado con el tamaño del átomo neutro? Proporciona el razonamiento de tu contestación.
4. **Razonamiento crítico** Compara los procesos de formación de iones de los metales y de los no metales y explica por qué son diferentes.
5. **Evalúa** Cuando se usa jabón en agua dura, se forma una nata, consecuencia de la presencia de iones magnesio y calcio. ¿Cuál de los dos elementos, magnesio o calcio, se disuelve en agua con mayor facilidad?

Sección 8.2

Objetivos

- **Relacionar** las propiedades químicas y físicas de los elementos de transición con su configuración electrónica.
- **Predecir** el comportamiento químico de los elementos de transición a partir de su posición en la tabla periódica.

Revisión de vocabulario

halógeno: un elemento del grupo 17 (F, Cl, Br, I y At) que reacciona con los metales para formar sales

Elementos de transición

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los elementos de transición resultan de los electrones que llenan los orbitales *d*; para los elementos de transición interna, los electrones llenan los orbitales *f*.

Conexión de la lectura con el mundo real Piensa por un momento en las muchas maneras en que las personas usan los metales. El poder de los reyes y las reinas se ha manifestado por medio de los metales preciosos. El hierro solía considerarse el material estructural más importante del mundo y puede formar aleaciones con otros metales para proporcionar dureza y resistencia a la corrosión. El cobre se conoce por su conductividad eléctrica. Encontrarás oro, hierro, cobre y muchos otros elementos importantes entre los elementos de transición.

Propiedades de los elementos de transición

Cada uno de los elementos de transición tiene características propias que resultan de su estructura atómica. Por ejemplo, el hierro es duro, por lo cual se utiliza para construir estructuras de puentes y rascacielos. Pero también puede ser reducido a un montón de herrumbre, café rojizo, por exposición al agua y al oxígeno. Otros metales de transición pueden no ser tan fuertes como el hierro, pero también pueden no desintegrarse en el aire, como le sucede al hierro. Por suerte, los elementos de transición se pueden usar juntos en aleaciones, como se muestra en la **figura 8.20**.

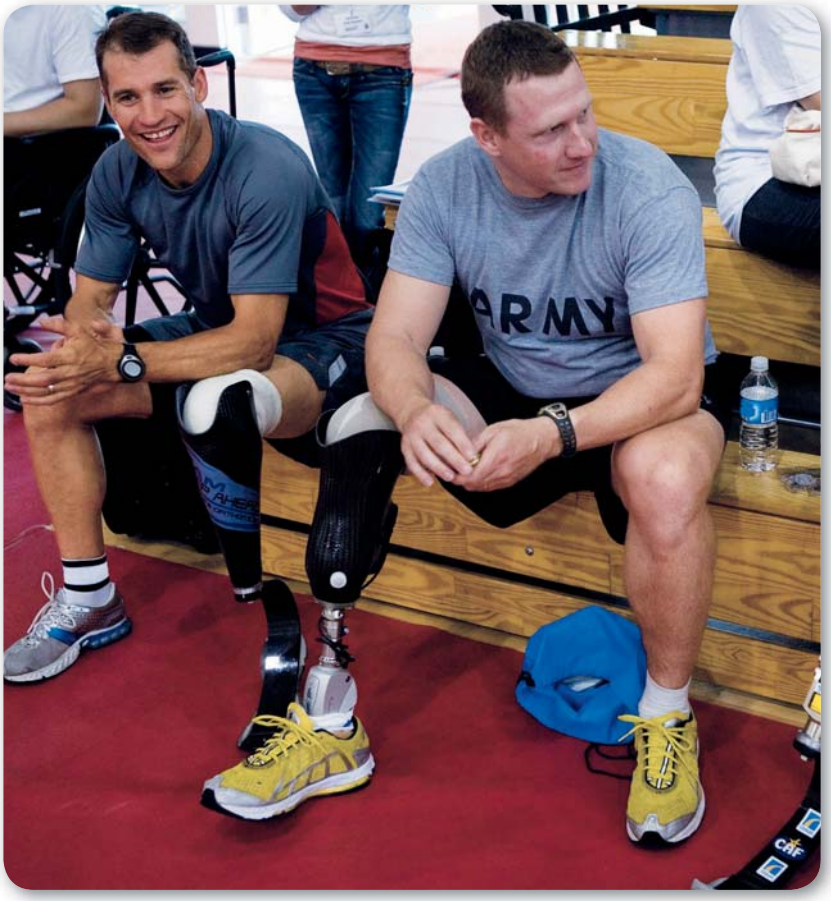


Figura 8.20 Cuando la ligereza, la durabilidad y la fuerza son necesarias para aplicaciones como las piernas protésicas de estos atletas, se combinan elementos de transición para formar una aleación con el hierro que proporcione las propiedades necesarias.

Puntos de fusión y puntos de ebullición Con excepción de los elementos del grupo 12 (zinc, cadmio y mercurio), los metales de transición tienen mayores puntos de fusión y de ebullición que los de la mayoría de los elementos del grupo principal. Por ejemplo, en el cuarto periodo (de escandio a cobre), el intervalo de los puntos de fusión oscila desde 1 083°C del cobre (Cu), hasta 1 890°C del vanadio (V). Cuando comparas estas temperaturas de fusión con las de los metales del grupo principal, descubres que sólo el berilio (Be) funde por arriba de los 1 000°C. La mayoría de los otros elementos del grupo principal funden por debajo de esta temperatura.

En cualquier periodo, los puntos de fusión y de ebullición de los metales de transición aumentan desde el grupo 3 y llegan a un máximo en el grupo 5 o 6. Después disminuyen a lo largo del resto del periodo. El tungsteno (W) del periodo 6, grupo 6, tiene un punto de fusión de 3 410°C, mayor que cualquier otro metal. Como consecuencia de su alto punto de fusión, el tungsteno se usa como filamento en los focos, como podrás verlo en Cómo funciona. El mercurio (Hg), del periodo 6, grupo 12, se funde a −38°C, el cual es el punto de fusión más bajo de todos los metales. El estado líquido del mercurio a temperatura ambiente y su alta densidad lo convierten en un líquido importante para utilizarlo en termómetros y barómetros, como se muestra en la **figura 8.21**.

Multiples estados de oxidación Una característica de los elementos de transición es que tienen varios números de oxidación. Recuerda que el hierro cede sus dos electrones 4*s* y forma el ion Fe^{2+}, en el óxido FeO. En otro óxido, Fe_2O_3, el hierro cede sus dos electrones 4*s* y un electrón 3*d* para formar el ion Fe^{3+}. Muchos de los elementos de transición pueden tener varios números de oxidación, en un intervalo desde 2+ hasta 7+. Estos números de oxidación existen debido a que los orbitales *d* intervienen en el enlace químico. Recuerda que sólo algunos de los elementos más pesados del grupo principal, como el estaño, el plomo y el bismuto, tienen varios números de oxidación. Estos elementos también tienen electrones *d* que pueden participar en los enlaces.

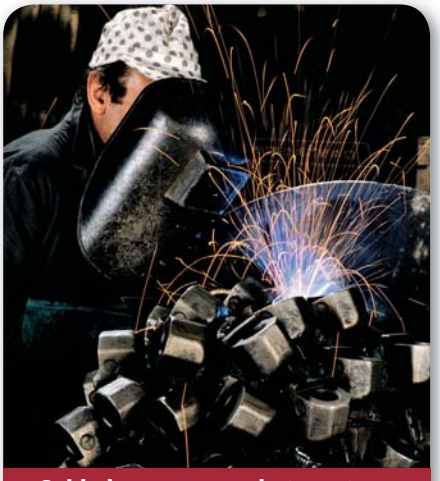
VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Tungsteno
proviene de las palabras suecas *tung*, que significa *pesado*, y *sten*, que significa piedra.

FOLDABLES
Incorpora la información de esta sección en tu modelo de papel.

■ **Figura 8.21** El tungsteno tiene el punto de fusión más alto de cualquier metal. Esta propiedad hace que el tungsteno sea útil en situaciones que requieren resistencia al calor. Por ejemplo, en la soldadura con arco eléctrico de gas tungsteno, la punta de la soldadora es un electrodo de tungsteno (izquierda). Este electrodo no se funde y no se consume, a pesar de las altas temperaturas de la soldadora. El mercurio, por otro lado, tiene el punto de fusión más bajo de los metales, y es lo suficientemente bajo para hacer del mercurio un líquido a temperatura ambiente (derecha).


Soldadura con arco de tungsteno

Mercurio

CÓMO FUNCIONA

Los gases inertes en los focos

El tungsteno (W) se usa como filamento en los focos incandescentes, como muestra la **figura 1**, porque tiene un punto de fusión alto, 3 422°C, y un punto de ebullición de 5 555°C. Sin embargo, nada dura por siempre. Debido a que la electricidad pasa continuamente por el filamento, finalmente el metal se rompe cuando se evapora y el foco se funde, como muestra la **figura 2**.

Figura 1 Foco con filamento de tungsteno (W).

1 Si un foco se llenara con aire, el filamento reaccionaría con el oxígeno, se quemaría, se rompería y perdería su capacidad de proporcionar luz. Si no hubiera ningún gas dentro del foco, el filamento se evaporaría rápidamente y no habría flujo de electricidad.

2 Si alguna vez has mirado de cerca un foco, habrás visto en su interior una capa negra de metal condensado, que proviene del filamento que se evaporó.

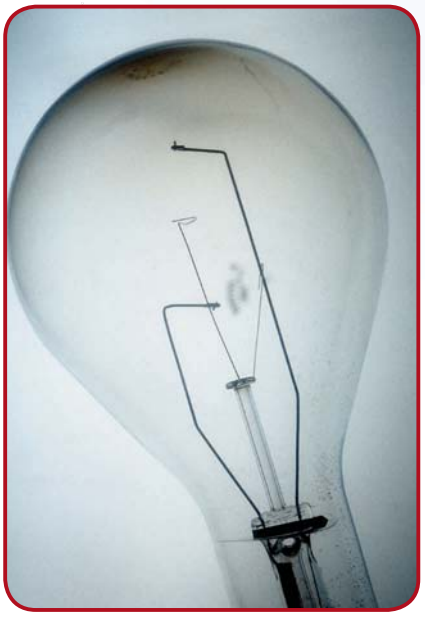


Figura 2 Foco con un filamento de tungsteno roto.

3 Por lo general, para evitar que el filamento reaccione y para retardar su evaporación, los focos se llenan con una mezcla de nitrógeno y argón. Estos gases transportan el calor lejos del filamento por lo que éste no se sobrecalienta ni se evapora. El nitrógeno y el argón no reaccionan con el filamento, por lo cual los focos normales pueden tener una duración de hasta 750-1 000 horas.

4 En la búsqueda de focos de mayor duración, los fabricantes están experimentando con varias combinaciones de gases inertes para reemplazar la mezcla de nitrógeno y argón. La mezcla más prometedora es una mezcla de argón, kriptón y xenón, que permite construir un foco que tiene una duración de entre 7 500 y 10 000 horas, diez veces más que los focos comunes.

Razonamiento crítico

1. **Infiere** ¿Cómo podrás encontrar otra sustancia, diferente al tungsteno, para usarla como filamento de un foco?
2. **Explica** ¿Cuál podría ser la desventaja para el consumidor de focos que contengan los elementos, relativamente raros, argón (Ar), kriptón (Kr), y xenón (Xe)?

MiniLab 8.2

Las cargas iónicas de un elemento de transición

¿Cómo se relaciona la configuración electrónica del hierro con la formación del compuesto de hierro? La configuración electrónica del hierro, el más común de los elementos de transición, es $[Ar]4s^2 3d^6$. Los dos electrones del mayor nivel energético, $4s^2$, son los que tienen mayor posibilidad de participar en las reacciones químicas del hierro. Sin embargo, el hierro es un elemento de transición y, lo mismo que otros elementos de transición, tiene un subnivel *d* parcialmente lleno. Los electrones del subnivel *d* también pueden ser responsables de las reacciones. En este MiniLab estudiarás algunas reacciones de los compuestos de hierro y relacionarás los resultados con la configuración electrónica de este metal.

Procedimiento

1. Lee y completa la planilla de seguridad en el laboratorio.
2. Coloca alrededor de 20 mL, de una **solución acuosa de $FeCl_3$** en un **matraz Erlenmeyer de 125 mL**, etiquétalo como **$FeCl_3$**. Agrega dos gotas de una solución de **NaOH 1*M***. Describe los resultados en tu tabla de datos.
3. Coloca alrededor de 20 mL de una **solución acuosa de $FeCl_2$** en otro **matraz de 125 mL**, etiquétalo como **$FeCl_2$**. Agrega 2 gotas de una **solución de NaOH 1*M***. Describe los resultados en tu tabla de datos.
4. **Tapa el matraz.** Agita girando la mezcla del matraz etiquetado como **$FeCl_3$**. Deja de agitar el matraz después de 30 segundos, quita el tapón durante un momento, para que entre más oxígeno. Tapa nuevamente el matraz y reanuda la agitación hasta que ocurra algún cambio.
5. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Describe** los colores de los dos precipitados formados en la reacción del $FeCl_3$ y el $FeCl_2$ con el NaOH.
2. **Infiere** ¿Cuáles son las cargas del ion hierro en los dos precipitados? ¿Cuáles electrones del átomo de hierro son los que probablemente se cedieron para formar los dos iones?
3. **Explica** Analiza tus resultados del paso 4. Elabora una hipótesis de lo que pudo suceder a los iones de hierro cuando el oxígeno entró al matraz.
4. **Aplica** Los iones de hierro(II), (Fe^{2+}), son útiles como nutrientes, mientras que los iones de hierro(III), (Fe^{3+}), no lo son. Usando los resultados de este MiniLab, sugiere una razón por la cual, con frecuencia, se agrega hierro elemental (Fe) a los cereales para el desayuno, como suplemento de la dieta, en lugar de agregar un compuesto que contenga iones Fe^{2+}.

Tendencias del tamaño atómico de los elementos de transición Ya aprendiste en la sección 8.1 que, para los elementos del grupo principal, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha en un periodo porque aumenta la carga nuclear. Existe una tendencia semejante entre los elementos de transición, pero los cambios en el radio atómico de los elementos de transición no son tan grandes como los cambios de los elementos del grupo principal. También aprendiste que a medida que avanzas de arriba hacia abajo en un grupo principal, el radio atómico aumenta. Entre los elementos de transición se observa la misma tendencia. Por ejemplo, el radio atómico aumenta según avanzas del cuarto periodo al quinto en cualquier grupo, pero hay muy poco cambio en el radio atómico según avanzas del quinto periodo al sexto.

Como el tamaño atómico afecta la reactividad, puedes esperar que los elementos de transición de los periodos 5 y 6 tengan propiedades químicas semejantes como muestra la **figura 8.22**. Muchos de los metales de transición forman aleaciones —mezclas compuestas por más de un metal— entre sí o con elementos que no pertenecen al grupo de los metales de transición. Debido a las diferencias en la configuración electrónica, no siempre reaccionan de la misma manera. Por ejemplo, el hierro puede existir en varios números de oxidación. La **figura 8.23** ilustra la importancia del hierro, elemento del grupo 4, que es el metal de transición más común.

■ **Figura 8.22** Los metales de transición, incluidos el paladio, níquel y cromo, se incorporan en las aleaciones para hacer coronas dentales.

Figura 8.23

Visualización del hierro

Hierro: el primero entre los elementos de transición

Desde tiempos muy remotos se conoce el hierro y muchas aleaciones de acero que se hacen con él. El hierro es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre y el segundo metal, después del aluminio.

El hierro es indispensable para la vida humana

Además de su importancia como metal estructural, el hierro es un elemento indispensable para los sistemas biológicos. El ion hierro en el centro de la molécula hem (derecha) es el que retiene al oxígeno. El hierro en el hem es el ion Fe^{2+}, y sólo el ion Fe^{2+} puede retener oxígeno. La molécula hem se encuentra en las proteínas hemoglobina y mioglobina. La hemoglobina mantiene la vida, ya que transporta oxígeno a través de la sangre, desde los pulmones a todas las células del organismo. La mioglobina almacena el oxígeno en ciertos músculos para utilizarlo más tarde.

La separación del hierro a partir de su mena

El hierro se obtiene de su mena (óxidos) en un alto horno. El óxido de hierro, Fe_2O_3, se mezcla con carbón (coque) y piedra caliza, ($CaCO_3$), que se agrega continuamente por la parte alta del horno, mientras que por la parte baja se hace pasar aire caliente. A medida que la mezcla reacciona mientras desciende por el horno, se alcanzan temperaturas de 2 000°C. El proceso es muy complejo, pero las siguientes ecuaciones muestran los pasos importantes. Primero, el coque se quema en presencia de aire caliente y se convierte en dióxido de carbono.

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

A continuación, el CO_2 reacciona con más coque para formar monóxido de carbono.

$$CO_2(g) + C(s) \rightarrow 2CO(g)$$

El monóxido de carbono convierte el mineral de hierro (Fe_2O_3) en hierro.

$$Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe(l) + 3CO_2(g)$$

El hierro fundido, llamado hierro en lingotes, gotea por el fondo del horno y se drena como líquido. Las impurezas, llamadas escoria, forman una capa en la superficie del hierro y se drenan por separado. El hierro en lingotes, como se obtiene del alto horno, es un producto crudo que contiene impurezas como carbono, silicio y manganeso. El hierro crudo se refina y luego, la mayor parte de él, se convierte en acero.

Fabricación del acero

El primer paso en la producción del acero es la eliminación de las impurezas de los lingotes de hierro. El segundo paso consiste en la adición de carbono, silicio y cualquier tipo de metales de transición en cantidades reguladas. Diferentes elementos le confieren propiedades especiales al acero así obtenido. Algunos aceros son blandos y flexibles, por lo que se usan para fabricar objetos como rejas de alambre. Otros son más duros y se usan para la fabricación de rieles de ferrocarriles, vigas y soportes.

Los aceros de mayor dureza se usan para instrumentos quirúrgicos, taladros y hojas de afeitar comunes. Todos estos aceros se hacen con hierro mezclado con pequeñas cantidades de carbono. El cromo en el acero inoxidable quirúrgico contribuye a la resistencia de los metales a las ralladuras y el molibdeno ayuda a mantener un filo cortante más duro.

Tratamiento con calor

El tratamiento con calor es el paso final en la producción del acero. Para purificar el acero se calienta a 500°C y la pequeña cantidad de carbono que contiene se combina con el hierro para formar un carburo (Fe_3C), que se disuelve en el acero, lo cual le otorga mayor dureza. El enfriamiento rápido del acero, en aceite o agua, hace que la dureza sea permanente.

El carbono y las aleaciones del acero

La fabricación del acero ya era bien conocida desde tiempos remotos. Los objetos de acero más antiguos que se conocen se hicieron entre los años 1500 y 1200 a.C. Alrededor del año 300 a.C. en la India, se desarrolló un tipo de acero calentando una mezcla de mineral de hierro y madera en un recipiente sellado. Este acero de India posteriormente se llamó acero de Damasco que se muestra en la figura 1, debido a que las hojas de las espadas que se fabricaban con él tenían la marca de una fábrica de Damasco. El acero de Damasco se hizo famoso porque estas espadas conservaban su filo y resistencia aun después de muchas batallas.

Los conocimientos para la fabricación del acero de Damasco se perdieron durante el siglo XIX pero en la actualidad se ha desarrollado el proceso con el nombre de acero superplástico. Los coleccionistas de cuchillos de cacería pagan miles de dólares por los que están hechos con acero superplástico.

Figura 1 El acero de Damasco tiene un patrón de ondas que se forma durante su producción.

¿Qué es el acero y cómo se clasifica?

El acero es una aleación de hierro que contiene pequeñas cantidades de carbono (entre 0.2 y 2.1 por ciento) y a veces otros elementos como manganeso, cromo, níquel, tungsteno, molibdeno y vanadio. El acero no puede contener más de 1.8 por ciento de carbono sin convertirse en quebradizo. Las aleaciones de acero contienen hierro y carbono, junto con cantidades pequeñas de los elementos listados previamente. La forma más común del acero generalmente contiene cerca de 2.1 por ciento de carbono. El acero comercial también llamado hierro colado, contiene entre 2 y 4 por ciento de carbono y es muy quebradizo. El acero carbonado contiene sólo hierro y carbono. Los aceros al carbono más comunes son los aceros bajos en carbono, que contienen menos de 0.30 por ciento de carbono. Los aceros al carbono constituyen la porción más grande de producción de acero. Se usan comúnmente para fabricar latas de acero para alimentos y en motores y aparatos eléctricos.

Tabla 1 **Aceros con carbono**

Nombre del acero	Composición	Características	Usos
Suave	Fe, 0.02-0.29% C	Maleable, dúctil	Latas de acero para alimentos, partes para automóviles
Medio	Fe, 0.30-0.59% C	Menos maleable, dúctil	Propósitos estructurales, vigas y soportes de puentes
Alto	Fe, 0.60-1.5% C	Duro, quebradizo	Instrumentos de labranza, brocas para taladros, cuchillos, resortes, hojas de rasurar
Superplástico UHCS*, por sus siglas en inglés	Fe, 1.5-2.1% C	Resistente a la corrosión y al uso, altamente maleable	Partes de maquinaria, removedores de tierra, parte baja de tractores

* Algunos UHCS son aleaciones de acero.

■ **Figura 2** Carrocería de automóviles hecha de acero bajo en carbono.

El noventa por ciento del acero es acero carbonado

Las propiedades del acero carbonado dependen del porcentaje de carbono presente. Con base en ello, se clasifica como suave, medio y alto. Como los aceros carbonados suaves son dúctiles, se pueden hacer con él, en frío, hojas para moldear las salpicaderas y partes para automóviles como los que muestra la **figura 2**. Los aceros carbonados medios tienen mayor fuerza pero son menos dúctiles, debido a lo cual se utilizan como materiales estructurales como los cables de tensión de los puentes mostrados en la **figura 3**. Los aceros carbonados duros son más duros y quebradizos; se usan para objetos de alta resistencia.

■ **Figura 3** Cables de tensión de alta potencia hechos de acero medio en carbono.

■ **Figura 4** Cuchillos hechos de acero superplástico.

El acero superplástico es nuevo otra vez

Se ha desarrollado un nuevo acero llamado superplástico o acero ultracarbonado (UHCS, por sus siglas en inglés), con el que se pueden modelar complicadas formas como los cuchillos de la **figura 4**. A este nuevo acero a veces también se le llama acero de Damasco debido a su fuerza y al patrón de ondas que se forma en la superficie durante su producción, aun cuando la estructura interna sea diferente del acero de Damasco antiguo.

Los aceros ultraaltos en carbono son importantes debido a su durabilidad y porque pueden fabricarse en su forma final en un paso. Para que un metal exhiba un comportamiento superplástico, los granos deben ser finos a temperaturas de aproximadamente 725°C. A esta temperatura alta, el metal es muy sensible a la concentración de tensiones y al índice de oxidación.

La alta sensibilidad previene la expansión de inestabilidades mecánicas durante la manufactura del acero superplástico. La falta de inestabilidades mecánicas permite al acero superplástico extenderse arriba de un mil por ciento su longitud original sin romperse.

El acero de Damasco se puede estirar hasta 50-100 veces su tamaño sin que se rompa. El límite para la mayoría de los aceros es menor que 1½ veces. El comportamiento superplástico del acero permite que los materiales se formen en un paso, a temperatura elevada, el UHCS se moldea como melcocha. Casi no hay desperdicio en su uso, con lo cual se ahorra material y energía.

Concepts in Motion

Interactive Table Explora las aleaciones de acero en glencoe.com.

Tabla 2 **Aleaciones de aceros**

Nombre del acero	Composición en %*	Características	Usos
Álnico	Ni-20, Al-12, Co-5	Altamente magnético	Altavoces, amperímetros
Invar	Ni-36 a 50	Bajo coeficiente de expansión térmica	Instrumentos de precisión, cintas métricas
Acero con manganeso	Mn-12 a 14	Mantiene la fuerza y la dureza	Seguros
Inoxidable 18-8	Cr-18, Ni-8	Resistente a la corrosión	Instrumentos quirúrgicos, utensilios de cocina, joyas
Acero con tungsteno	W-5	Permanece duro al calentarse	Herramientas de corte de alta velocidad

* Todas las aleaciones contienen hierro y 0.1-1.5% de carbono.

Las aleaciones de aceros contienen carbono y otros elementos

En las aleaciones del acero, el hierro se mezcla con carbono y cantidades variables de otros elementos, principalmente metales (**tabla 2**). Los metales agregados producen las propiedades deseadas, como dureza y resistencia a la corrosión (Cr), resistencia al uso (Mn), fuerza (Ni), resistencia al calor (W y Mo) y elasticidad (V). El acero inoxidable es bien conocido como una aleación de acero resistente a la corrosión mostrado en la **figura 5**. Contiene entre 10 y 30 por ciento de cromo y, algunas veces, níquel o silicio. Por sus destacadas propiedades magnéticas, el acero álnico se usa para fabricar imanes permanentes. Los imanes de álnico se usan en voltímetros, amperímetros y en micrófonos, para hacer girar la bobina de alambre conectada a la terminal, como en la **figura 6**.

Figura 5 El acero inoxidable se usa en las cacerolas para cocinar.

Figura 6 Las aleaciones de álnico se usan en los micrófonos.

Producción del acero

Se utilizan dos métodos para moldear el acero en diferentes formas para propósitos específicos: el que se trabaja en caliente y el que se trabaja en frío. En el proceso del trabajo en caliente, el acero se martilla, se pasa por rodillos, se comprime o se extrude mientras está muy caliente. El trabajo en caliente manipula la forma y el tamaño del acero y no altera las propiedades del acero. El martillado y la compresión se llama fraguado. Originalmente estos procesos se hacían a mano, e incluso en la actualidad el fraguado a mano sigue siendo un oficio de los herreros. Sin embargo, para fraguar la mayoría del acero que se produce en la actualidad se usan compresoras de vapor y prensas hidráulicas.

La extrusión implica forzar el acero fundido a través de un troquel con la forma deseada, como los rayos de acero de la **figura 7**. El método más usado para dar forma al acero es pasarlo por rodillos. El metal se pasa entre dos rodillos que se mueven en direcciones contrarias. La forma del producto terminado está determinado por el tipo de rodillos utilizados. Las vías de ferrocarril y ciertos soportes se forman de esta manera.

En trabajo en frío incluye su paso por rodillos, su extrusión y después su extracción. La extracción implica jalar el acero a través de un troquel, en lugar de empujarlo, como en la extrusión. Mediante la extracción se forman alambres, tubos, láminas y barras. El trabajo en frío manipula la dureza y la fuerza mediante la deformación del acero a través del paso por rodillos, la extrusión o la extracción cuando está por debajo de su temperatura de recristalización y las estructuras cristalinas ya se han formado. El trabajo en frío aumenta la fuerza y la dureza de un metal al introducir defectos en la estructura cristalina, lo que reduce el tamaño del grano del metal e impide la disminución de los granos. Este proceso da como resultado un incremento en la fuerza y en la dureza. El trabajo del acero en frío suele usarse para disminuir el grosor de la hoja de metal y aumentar la fuerza al mismo tiempo. Con frecuencia, el proceso de trabajo en frío sigue al trabajo con calor para obtener un producto mejor terminado.

Figura 7 Rayos de acero formados por extrusión.

El desarrollo de métodos para producir y trabajar el acero provocó una revolución en la construcción durante la década de 1880. El concreto, reforzado con acero, se convirtió en un importante material estructural. Los soportes de acero hacen posibles los rascacielos que han cambiado la fisonomía de las ciudades modernas. A pesar de que la Torre Sears,

Figura 8 El concreto reforzado con acero permite la construcción de los rascacielos modernos.

mostrada en la **figura 8**, es el edificio más alto de Estados Unidos, tiene tantos vecinos tan altos que ya no domina el horizonte de Chicago.

Como el acero está estrechamente relacionado con la infraestructura y el desarrollo económico, el desempeño de la industria del acero a menudo se considera un indicador del progreso económico a nivel mundial y en cada país en particular. El crecimiento de las economías de China y la India ha provocado un incremento en la demanda del acero. China usa más de un tercio del acero producido en el mundo. China, Japón y Estados Unidos son los productores líderes de acero.

Análisis de la tecnología

1. **Aplica** Usando la **tabla 2**, ¿qué tipo de acero se usa en los motores de los aviones si el acero se compone de Fe, C, Cr y Ni? ¿Cuáles son las funciones de Cr y Ni?
2. **Infiere** Observa la **tabla 2**. ¿Cómo se clasifica la mayoría de los metales que se utilizan? (Sugerencia: busca su posición en la tabla periódica.) Elabora una conclusión acerca de la mayoría de los metales que se utilizan en aleación con el acero.
3. **Adquiere información** Busca cómo el tratamiento con calor, templado, temperizado y cocimiento posteriores cambian las propiedades de los diferentes aceros.

NOTICIAS de la materia

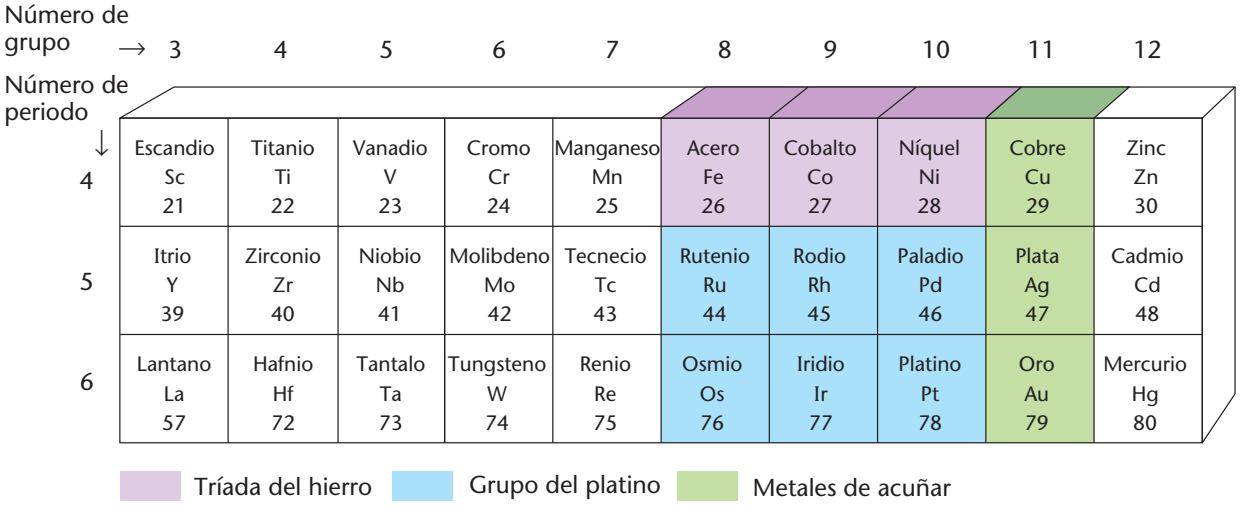
El principal mineral del zirconio, un elemento del grupo 4, es un silicato cristalino, llamado zircón. Un zircón es un cristal incoloro que puede sustituir al diamante en joyería. Utilizado con frecuencia en joyería de fantasía, los joyeros se refieren a él como zirconio cúbico.

Otros elementos de transición: variedad de usos

Ya aprendiste que algunos elementos de transición son importantes para la producción del acero, porque le otorgan propiedades particulares. Además, la mayoría de los elementos de transición, como consecuencia de sus propiedades individuales, tienen diversos usos en la producción de la infraestructura y consumo de productos del mundo moderno.

La tríada del hierro, el grupo del platino y los metales de acuñar El hierro (Fe), el cobalto (Co) y el níquel (Ni) tienen un radio atómico casi idéntico, por lo que no es sorprendente que estos tres elementos tengan propiedades químicas semejantes. Igual que el hierro, tanto el cobalto como el níquel son de naturaleza magnética. Debido a sus semejanzas, los tres elementos se llaman la tríada (grupo de tres) del hierro. Observa la posición del hierro, del cobalto y del níquel en la tabla periódica, como lo muestra la **figura 8.24**. Están en el periodo 4, grupos 8, 9 y 10. Todos los elementos debajo de la tríada del hierro, de los periodos 5 y 6, rutenio (Ru), rodio (Rh), paladio (Pd), osmio (Os), iridio (Ir) y platino (Pt), por su comportamiento químico se parecen al platino, por lo cual se conocen como grupo del platino. Los elementos de este grupo se utilizan como catalizadores para acelerar las reacciones químicas. El cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au), del grupo 11, son los metales que tradicionalmente se usan para acuñar porque son maleables, poco reactivos y, en el caso de la plata y el oro, son poco comunes. Podrías haber hecho la predicción de que estos elementos tendrían propiedades químicas semejantes porque están en el mismo grupo. Observa la posición del grupo del platino y de los metales de acuñar en la **figura 8.24**.

■ **Figura 8.24** El radio atómico casi idéntico de la tríada del hierro —hierro, cobalto y níquel—, ayuda a explicar la semejanza química de estos tres elementos. Las semejanzas entre los elementos del grupo del platino, de los periodos 5 y 6, destacan el hecho de que existe una pequeña diferencia entre el radio atómico de los elementos de estos periodos, en los que se están llenando los orbitales internos *d*. Los metales de acuñar muestran la semejanza esperada entre los elementos del mismo grupo.



■ **Figura 8.25** Los colores brillantes de estos compuestos de cromo son característicos de muchos compuestos de los metales de transición. Tanto en el cromato de potasio (K_2CrO_4), amarillo, como en el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), anaranjado, el cromo tiene un número de oxidación de 6+.

Determina ***los números de oxidación del potasio (K) y el oxígeno (O) en estos dos compuestos.***

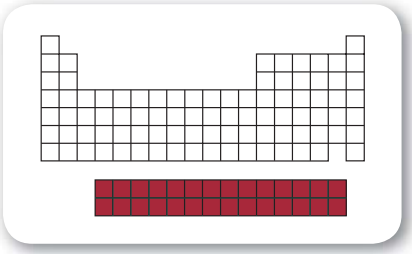
Cromo Cuando se realiza una aleación del cromo con el hierro, se forman aceros fuertes, duros y aceros resistentes a la corrosión. También se pueden hacer aleaciones del cromo con otros metales para producir aleaciones estructurales para uso en motores de aeroplanos, que deben resistir altas temperaturas. El cromo es un metal autoprotector que, con frecuencia, se emplea para cubrir otros materiales, protegiéndolos de la corrosión.

El cromo, $[Ar]4s^13d^5$, en su configuración electrónica, tiene los números de oxidación de 2+, 3+ y 6+. Cuando el cromo pierde dos electrones forma el ion Cr^{2+}, cuya configuración es $[Ar]3d^4$. El ion Cr^{3+} resulta cuando el cromo pierde un segundo electrón 3*d*.

El cromo puede perder seis electrones de valencia y tener un número de oxidación de 6+. Cuando esto sucede, pierde todos sus electrones *s* y *d* y adquiere la configuración electrónica del argón. El cromato de potasio (K_2CrO_4) y el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), son dos compuestos en los que el número de oxidación del cromo es 6+. En la **figura 8.25** se muestran los colores brillantes, característicos de los compuestos de los elementos de transición. El nombre del cromo proviene de la palabra griega *chroma*, color, y muchos de sus compuestos tienen colores brillantes, amarillo, anaranjado, azul, verde y violeta.

Zinc Al igual que el cromo, el zinc es un metal resistente a la corrosión. Uno de sus usos principales es como cubierta sobre superficies de hierro y acero para evitar la corrosión. Mediante el proceso llamado galvanización, se aplica una capa de zinc a una superficie de hierro, sumergiendo el hierro en zinc fundido. El zinc también es importante en aleaciones con otros metales. La aleación más importante es la combinación de zinc con cobre, para formar el latón. El latón se usa para fabricar objetos útiles y brillantes como los que se muestran en la **figura 8.26**.

■ **Figura 8.26** El latón se puede trabajar en forma lisa y moldear como tubos largos, de paredes delgadas, que se necesitan para los instrumentos musicales. Mira a tu alrededor y observa cuántos objetos de latón son tanto decorativos como útiles.



Lantánidos y actínidos: elementos de transición interna

Los elementos de transición interna se encuentran en el bloque *f* de la tabla periódica. En los lantánidos los electrones de mayor energía están en el subnivel 4*f*. Los lantánidos se llamaron, alguna vez, *tierras raras*, porque todos ellos se encuentran en la corteza terrestre como tierras, un término antiguo para los óxidos, y parecía que eran relativamente poco comunes. En los actínidos los electrones de mayor energía están en el subnivel 5*f*. Probablemente no encontrarás estos elementos entre los productos químicos caseros. Sus nombres no son muy familiares, con excepción del uranio y el plutonio, que son elementos relacionados con los reactores y armas nucleares. Sin embargo, muchos de estos elementos, en particular los lantánidos, tienen usos prácticos importantes.

Cerio: el lantánido más abundante El cerio es el principal metal en la aleación llamada metal "misch". El metal "misch" está formado por 50 por ciento de cerio combinado con lantano, neodimio y una pequeña cantidad de hierro. El metal "misch" se usa para hacer el pedernal de los encendedores. Con frecuencia se incluye cerio en aleaciones de hierro y otros metales, como el magnesio. Una aleación de alta temperatura de 3 por ciento de cerio con magnesio se utiliza para fabricar los motores de aviones. Algunos compuestos de cerio, por ejemplo el óxido de cerio(IV) (CeO_2), se emplean para pulir lentes, espejos y pantallas de televisión, en la fabricación del vidrio, para decolorarlo, y para hacer recubrimientos de porcelana opacos.

Otros lantánidos Otros lantánidos se usan en la industria del vidrio. El neodimio (Nd) se utiliza tanto para decolorar el vidrio como para agregarle color. Cuando se agrega al vidrio que se usa en las caretas para soldar, el neodimio y el praseodimio (Pr) absorben la radiación dañina para los ojos que proviene de la soldadura, como se muestra en la **figura 8.27**. También disminuyen los reflejos de luz cuando se aplican en el vidrio de una pantalla de televisión. Una combinación de óxidos de itrio (Y), un elemento de transición, y europio (Eu), produce una sustancia fosforescente que resplandece con un rojo brillante cuando es golpeada por un rayo de electrones, como en un cinescopio de televisión. Esta sustancia fosforescente se usa con otras sustancias fosforescentes azules y verdes para producir los colores reales de los televisores. Cuando se usan sustancias fosforescentes de las tierras raras en los arcos de mercurio para el alumbrado exterior, cambian la luz azulada del arco de mercurio a un color blanco definido.

NOTICIAS de la materia

Alguna vez los lantánidos se llamaron tierras raras. Sin embargo, estos elementos no son tan raros en Estados Unidos y Canadá. Más de la mitad del suministro mundial de lantánidos proviene de una sola mina de California. Muchos de estos elementos se emplean para fabricar superconductores de cerámica.

Figura 8.27 La luz intensa del soplete para soldar puede dañar los ojos. El neodimio y el praseodimio, incorporados en las lentes de las caretas, absorben las longitudes de onda peligrosas.

Debido a que el europio, el gadolinio (Gd) y el disprosio (Dy) absorben neutrones, se usan para controlar los reactores nucleares. El prometio (Pm) es el único elemento sintético de la serie de los lantánidos. Se obtiene en pequeñas cantidades en los reactores nucleares y se usa en minibaterías especiales. El samario (Sm) y el gadolinio se usan en electrónica. El terbio (Tb) se emplea en dispositivos de estado sólido y en rayos láser.

La radiactividad y los actínidos El uranio (U) es un elemento radiactivo, de origen natural, que se utiliza como fuente de combustible nuclear y de otros elementos radiactivos. El plutonio (Pu) es uno de los elementos que se obtienen debido al uso del uranio como combustible nuclear. El isótopo Pu-238 emite radiación que es absorbida fácilmente por los escudos. El Pu-238 se usa como fuente de energía en los marcapasos cardiacos y en las boyas de navegación. Otros isótopos de uranio se emplean como combustibles nucleares y en armas atómicas. El plutonio es la materia prima para la producción sintética del elemento americio, que se usa en los detectores de humo como se muestra en la **figura 8.28**.

Algunos actínidos tienen aplicaciones médicas; por ejemplo, el californio-252 (Cf), radiactivo, se usa en la terapia del cáncer. Se han logrado mejores resultados para eliminar las células cancerosas mediante este isótopo del californio que utilizando la radiación más tradicional de los rayos X.

Conexión de ideas

Si puedes localizar un elemento en la tabla periódica, puedes predecir sus propiedades. Cada elemento tiene características únicas porque su configuración electrónica es única. Juntos, los elementos, sus aleaciones y sus compuestos, proporcionan una gran variedad de materiales que tienen incontables aplicaciones. Los compuestos de los elementos pueden ser iónicos y covalentes, polares o no polares. Tienen forma y tamaño. En el capítulo 9 aprenderás más acerca de la formación de los compuestos y cómo predecir su forma y su polaridad.

Figura 8.28 Dentro de un detector de humo, pequeñas cantidades de americio radiactivo de actínido son usadas para generar uma corriente eléctrica. El humo que entra al dectector será interrumpido por esta corriente, causando que suene la alarma.

Sección 8.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Los elementos de transición forman el bloque *d* de la tabla periódica.
- Los varios números de oxidación son una característica de los elementos de transición.
- Los elementos de transición con radios atómicos similares suelen tener propiedades químicas parecidas. La tríada del hierro, el grupo del platino y los metales de acuñación son ejemplos.
- Los elementos de transición interna, los lantánidos y los actínidos, forman el bloque *f* de la tabla periódica.

6. Idea PRINCIPAL **Describe** ¿Cuáles son los elementos de transición? ¿Cuáles son los elementos de transición interna? Describe en qué lugar de la tabla periódica se encuentran los elementos de transición.
7. **Describe** ¿En qué difieren las configuraciones electrónicas de los elementos de transición y de los elementos de transición interna de las configuraciones de los metales del grupo principal?
8. **Explica** El hierro, el aluminio y el magnesio tienen usos importantes como materiales estructurales, pero mientras el hierro sufre corrosión (herrumbre), el aluminio y el magnesio por lo general no se corroen. Explica las causas de la corrosión del hierro.
9. **Razona** ¿Por qué los metales de transición tienen varios números de oxidación mientras que los metales alcalinos y los metales alcalinotérreos sólo tienen un número de oxidación, 1+ y 2+, respectivamente?
10. **Explica** Menciona tres metales de transición que se agregan al hierro y al acero para mejorar sus propiedades y ayudar a prevenir la corrosión. Explica cómo funciona cada uno.

CAPÍTULO 8

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Los elementos de la tabla periódica muestran tendencias a aumentar o disminuir su tamaño y capacidad para perder o ganar electrones.

Sección 8.1 Elementos del grupo principal

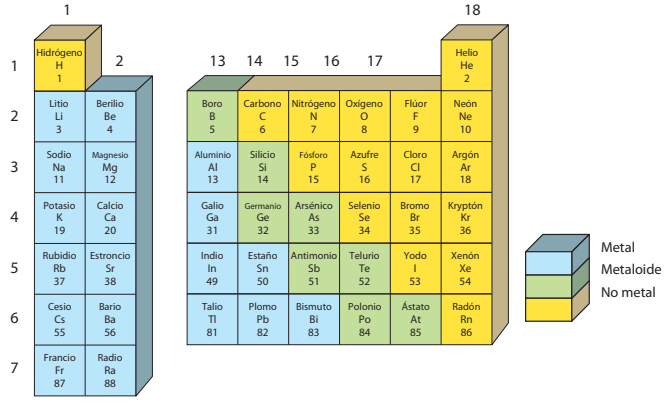
Idea PRINCIPAL Para los elementos del grupo principal, tanto el carácter metálico como el radio atómico disminuyen de izquierda a derecha a lo largo de un periodo.

Vocabulario

- halógeno (p. 276)
- metal alcalino (p. 261)
- metal alcalinotérreo (p. 264)

Conceptos clave

- En un periodo de la tabla periódica, el número de electrones de valencia aumenta a medida que el número atómico aumenta.
- Al avanzar de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, los radios atómicos disminuyen. Al descender por un grupo, los radios atómicos aumentan.
- El metal con el átomo más grande y el número de electrones de valencia más pequeño es el metal más activo.
- El no metal con el átomo más pequeño y el número de electrones de valencia mayor es el no metal más activo.

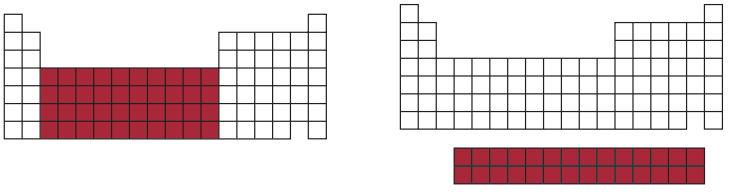


Sección 8.2 Elementos de transición

Idea PRINCIPAL Las propiedades de los elementos de transición resultan de los electrones que llenan los orbitales *d*; para los elementos de transición interna, los electrones llenan los orbitales *f*.

Conceptos clave

- Los elementos de transición forman el bloque *d* de la tabla periódica.
- Los varios números de oxidación son una característica de los elementos de transición.
- Los elementos de transición con radio atómico similar llegan a tener propiedades químicas similares. La tríada del hierro, el grupo del platino y los metales de acuñación son ejemplos.
- Los elementos de transición interna, los lantánidos y los actínidos forman el bloque *f* de la tabla periódica.



Comprensión de conceptos

11. De cada uno de los siguientes pares de átomos, selecciona el de mayor radio atómico.

a) K, Ca
b) F, Na
c) Mg, Ca
d) Rb, Cs
e) Ca, Sr
f) S, C

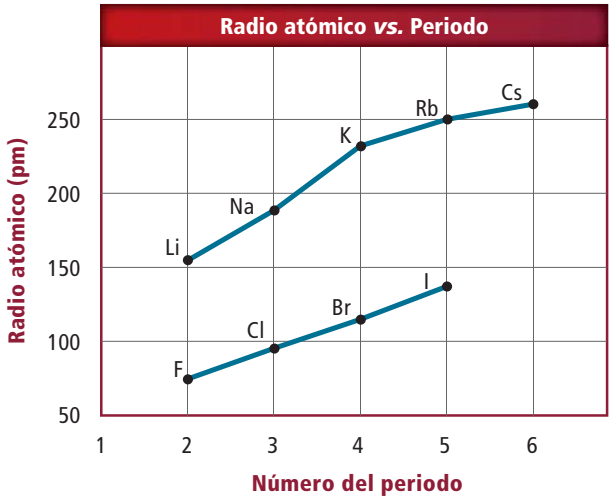
12. ¿Cuál es el efecto del radio atómico sobre la reactividad química de los halógenos? ¿Cuál es el halógeno más reactivo? ¿Cuál es el menos reactivo?

13. ¿Cuál de los siguientes átomos aumenta su radio atómico cuando se convierte en un ion: Cs, I, Zn, O, Sr, Al? Explica tu respuesta.

14. ¿Por qué los elementos de un grupo tienen propiedades químicas semejantes?

15. ¿Cuáles son los productos de una reacción entre un metal alcalino y agua? ¿De un metal alcalinotérreo y agua?

Figura 8.29



16. Utiliza la gráfica de radio atómico contra número del periodo en la **figura 8.29** para contestar estas preguntas. ¿Cómo es el tamaño del átomo de litio comparado con el del átomo de cesio? ¿Cómo es el tamaño de un átomo de flúor comparado con el de un átomo de yodo? ¿Cuál tiene un radio mayor: el litio o el flúor? Con base en sus radios atómicos, ¿cuál es el metal alcalino más reactivo? ¿Cuál es el halógeno más reactivo? Explica tus respuestas.

Aplicación de conceptos

Cómo funciona

17. ¿Por qué se utilizan gases nobles en los focos? ¿Cuáles son sus ventajas sobre el vacío?

Química y tecnología

18. Explica la diferencia entre el acero carbonado y la aleación de acero. ¿Qué tipo de acero representa la mayor cantidad de acero producido?

Conexión con la Historia

19. Utiliza la tabla periódica para determinar los números de oxidación del plomo y del azufre en la galena, PbS, la mena común del plomo.

Conexión con la Biología

20. El silicofluoro de sodio, Na_2SiF_4, se añade a los suministros de agua para ayudar a combatir la caries dental. ¿Cuál es el número de oxidación del silicón en Na_2SiF_4?

21. El nitrógeno, el oxígeno y el fósforo son elementos indispensables para el mantenimiento de la vida. ¿Cuáles moléculas biológicas importantes contienen estos elementos?

22. Describe una manera en la cual el nitrógeno (N_2) se convierte en una forma que pueden utilizar las plantas.

23. Tanto el magnesio como el aluminio reaccionan con el oxígeno para formar óxidos. Explica por qué ambos son metales resistentes a la corrosión.

Razonamiento crítico

Compara y contrasta

24. Compara el comportamiento químico del oxígeno cuando se combina con un metal reactivo, como el calcio, con su comportamiento cuando se combina con un no metal, como el azufre.

Relaciona los conceptos

25. El dióxido de carbono, CO_2, ¿se produce al compartir o por transferir electrones? Dibuja la estructura de punto electrón de Lewis para el CO_2 y explica cómo cada elemento logra completar un octeto de electrones.

Capítulo 8 Evaluación

Relaciona los conceptos

26. MiniLab 2 Escribe las configuraciones electrónicas del átomo neutro de hierro y de los iones Fe^{2+} y Fe^{3+}.

Realiza predicciones

27. Tanto el sodio como el cesio reaccionan con el agua. Predice los productos de las reacciones del sodio y del cesio con el agua. Escribe las ecuaciones balanceadas de ambas reacciones.

Revisión acumulativa

28. Describe las propiedades físicas de los metales, metaloides y no metales. (*Capítulo 3*)

29. Escribe las configuraciones electrónicas de cada uno de los siguientes átomos. Utiliza la abreviatura apropiada del corazón del gas noble correspondiente. (*Capítulo 7*)

a) flúor. **c)** titanio.
b) aluminio. **d)** argón.

30. Explica por qué muchos compuestos son una combinación de un elemento del grupo 1 o del grupo 2 con un elemento del grupo 16 o del grupo 17. Proporciona la fórmula de un compuesto formado con un elemento del grupo 1 y un elemento del grupo 17. Proporciona la fórmula de un compuesto formado por un elemento del grupo 1 y elementos del grupo 16. (*Capítulo 4*)

31. Escribe fórmulas para los compuestos siguientes. ¿Son iónicos o covalentes? (*Capítulo 5*)

a) sulfato de aluminio.
b) monóxido dinitrógeno.
c) bicarbonato sódico.
d) nitrato de plomo(II).

32. El uso de pasta dental que contiene flúor provoca la formación de fluorapatita, a partir de la hidroxiapatita, en el esmalte de los dientes.

$$Ca_5(PO_4)_3OH(s) + F^-(ac) \rightarrow Ca_5(PO_4)_3F(s) + OH^-(ac)$$

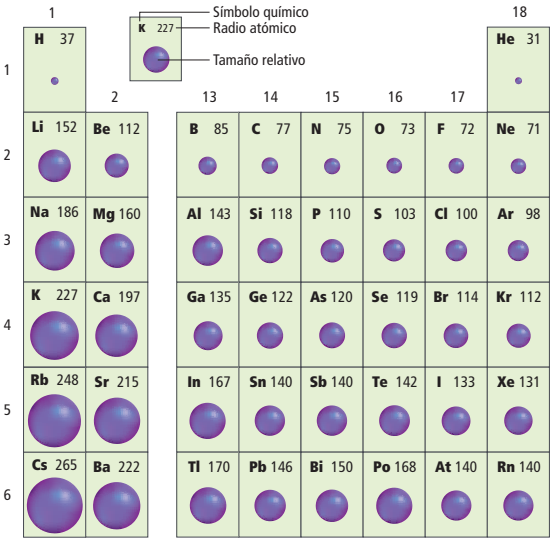
¿Cuál de los cinco tipos de reacciones químicas es esta reacción? (*Capítulo 6*)

Prueba de habilidades

Elabora y utiliza una gráfica

33. Utiliza los datos proporcionados en la **figura 8.30** para dibujar una gráfica de radio atómico contra número atómico para los elementos del segundo y tercer periodos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17. Describe cualquier patrón que observes.

Figura 8.30



ESCRIBIENDO Química

34. Diseña un folleto que explique las propiedades de los elementos llamados metaloides. Usa el concepto de periodicidad como base de tu información. Elabora una lista de los símbolos químicos de los metaloides y describe algunas de las propiedades que los relacionan con los metales y los no metales.

Resolución de problemas

35. Dibuja un diagrama de una tabla periódica. Utiliza los datos del diagrama de la pregunta 26 de la sección de prueba de habilidades para ayudarte a dibujar flechas en la tabla que muestren los cambios de radio atómico y de energía de ionización en los periodos y en los grupos, a medida que aumenta el número atómico. Escribe un enunciado que describa la relación entre la energía de ionización y el radio atómico tanto en los periodos como en los grupos.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. Al avanzar hacia la derecha en un periodo de la tabla periódica, los tamaños atómicos de los elementos
   a) aumentan. **c)** varían.
   b) disminuyen. **d)** permanecen constantes.
2. Al recorrer hacia abajo un grupo de la tabla periódica, los tamaños atómicos de los elementos
   a) aumentan. **c)** varían.
   b) disminuyen. **d)** permanecen constantes.
3. Con respecto a los números atómicos, los tamaños atómicos de los elementos
   a) aumentan. **c)** varían.
   b) disminuyen. **d)** permanecen constantes.
4. ¿Por qué el tamaño de un átomo de aluminio es mayor que el de un átomo de silicio?
   a) Los radios atómicos de los átomos metálicos son más grandes que los radios atómicos de los átomos no metálicos.
   b) Las cargas positivas en el núcleo de un átomo de aluminio tienen una mayor atracción por la nube electrónica del átomo.
   c) Las cargas positivas en el núcleo de un átomo de silicio tienen mayor atracción por la nube electrónica del átomo.
   d) El átomo de silicio tiene más electrones.
5. ¿Cuál enunciado sobre el principio de incertidumbre de Heisenberg es verdadero?
   a) El principio establece que la ubicación de un electrón en la nube electrónica no puede determinarse.
   b) El principio establece que la posición y la energía de un electrón no se pueden conocer al mismo tiempo.
   c) El principio establece que la ubicación exacta de un electrón alrededor de un átomo no puede medirse.
   d) El principio establece que la energía exacta de un electrón alrededor de un átomo no puede medirse con exactitud.
6. El uso más común de los hidrocarburos es como
   a) ácidos. **c)** combustibles.
   b) bases. **d)** explosivos.
7. ¿Cuál es el producto de esta reacción de síntesis $Cl_2(g) + 2NO(g) \longrightarrow ?$
   a) NCl_2 **c)** N_2O_2
   b) 2NOCl **d)** 2ClO
8. La fórmula química para el bicarbonato de sodio es $NaHCO_3$. Identifica los elementos y calcula el número de átomos en una molécula de bicarbonato.
   a) 1 átomo de sodio; 1 átomo de hidrógeno; 3 átomos de cobalto.
   b) 1 átomo de nitrógeno; 1 átomo de helio; 3 átomos de cobalto.
   c) 1 átomo de sodio; 1 átomo de hidrógeno; 1 átomo de carbono; 3 átomos de oxígeno.
   d) 1 átomo de sodio; 1 átomo de helio; 1 átomo de carbono; 3 átomos de oxígeno.
9. ¿Cuál enunciado sobre los metales de transición es verdadero?
   a) Los metales de transición tienden a ser más fuertes que los metales.
   b) Los metales de transición tienden a tener puntos de fusión más altos que los elementos del grupo principal.
   c) Los metales de transición rara vez tienen varios números de oxidación.
   d) Los metales de transición tienen algunas de las masas atómicas más grandes.
10. ¿Cuál enunciado NO es verdadero acerca de los no metales?
    a) Constituyen un gran porcentaje de la corteza terrestre.
    b) Se encuentran en la mayoría de los compuestos.
    c) Son buenos conductores de electricidad.
    d) Tienen puntos de fusión menores que los de los no metales.

¿NECESITAS MÁS AYUDA?										
Si no respondiste a la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	8.1	8.1	8.1	8.1	7.1	5.2	6.1	1.1	8.2	3.2

CAPÍTULO 9

El enlace químico

GRAN Idea **Los átomos se unen al compartir o transferir electrones.**

9.1 Enlaces de los átomos

Idea PRINCIPAL La diferencia entre la electronegatividad de dos átomos determina el tipo de enlace que forman.

9.2 Forma molecular y polaridad

Idea PRINCIPAL La forma de una molécula y la polaridad de sus enlaces determinan si la molécula es polar.

Hechos químicos

- Para construir cabañas se usan redes de troncos entrelazados muy compactamente.
- Estas juntas empalmadas proporcionan una estructura estable para la cabaña.
- Cuando los átomos o los iones forman enlaces químicos, la relación y el tipo de partículas, determina la estructura y estabilidad del compuesto.

INTRO Lab

Aderezo de aceite y vinagre

¿Siempre que mezclas sustancias diferentes se produce una mezcla homogénea?

Materiales

- pipeta de Beral
- vinagre
- aceite vegetal

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Llena un tercio del bulbo de la pipeta de Beral con vinagre y otro tercio con aceite. Agita la pipeta y su contenido. Anota tus observaciones.
3. Permite que el contenido de la pipeta repose durante unos cinco minutos. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Observa** ¿Se mezclan el aceite y el vinagre?
2. **Explica** ¿Cómo puedes explicar tus observaciones de este experimento?
3. **Infiere** ¿Por qué las instrucciones de muchos tipos de aderezos para ensaladas dicen "agítese bien antes de utilizarse"?

Indaga ¿Hay alguna forma de hacer que el aceite y el vinagre o el aceite y el agua permanezcan mezclados? Investiga tu respuesta.

Química en línea

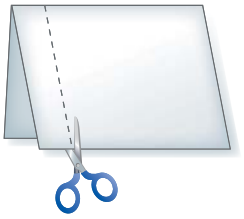
Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts In Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Ruptura de enlaces covalentes*

FOLDABLES® Organizador de estudio

Carácter del enlace Elabora el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar tu estudio sobre los tres principales tipos de enlace.

PASO 1 Reúne tres hojas de papel. Dobla cada una a la mitad. Dibuja una línea a 3 cm de un extremo. Corta a lo largo de la línea hasta antes del doblez. Repite el mismo procedimiento en cada una de las hojas de papel.



PASO 2 Escribe en el margen izquierdo: *Carácter del enlace* y marca la parte de arriba de cada una de las hojas con un tipo de enlace: *Iónico*, *Covalente* y *Covalente polar*.

PASO 3 Engrapa juntas las hojas a lo largo de la parte interna de las pestañas estrechas.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable en la sección 9.1.** Conforme leas esta sección, elabora un resumen acerca de los tipos de enlace y cómo afectan a las propiedades de los compuestos.

Sección 9.1

Objetivos

- **Predecir** el tipo de enlace que se forma entre los átomos por medio del uso de los valores de electronegatividad.
- **Comparar y contrastar** las características de los enlaces iónicos, covalentes y polares.
- **Interpretar** el modelo del mar electrones del enlace metálico.

Revisión de vocabulario

metal alcalino: cualquiera de los elementos del grupo 1: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio o francio

Vocabulario nuevo

electronegatividad
efecto de pantalla
enlace covalente polar
maleabilidad
ductilidad
conductividad
enlace metálico

Enlaces de los átomos

Idea PRINCIPAL La diferencia entre la electronegatividad de dos átomos determina el tipo de enlace que forman.

Vínculo con el mundo real Probablemente has usado pegamento para reparar algún objeto roto o para construir algo nuevo. El pegamento une piezas separadas para formar un todo. El pegamento que mantiene unidos a los átomos de una molécula es la transferencia y compartimiento de electrones entre los átomos.

Un modelo de enlace

Recuerda, del capítulo 4, que los átomos transfieren electrones y así forman compuestos iónicos; o comparten electrones y forman compuestos covalentes. En ambos casos se forma un enlace, porque con eso aumenta la estabilidad. Al formar enlaces, los átomos adquieren un octeto de electrones y la configuración electrónica estable de un gas noble. Muy a menudo, los átomos son más estables cuando están enlazados en los compuestos que cuando están libres.

Es conveniente clasificar a los compuestos según dos tipos de enlaces: iónicos y covalentes. Si conoces el tipo de enlace que hay en un compuesto, puedes predecir muchas de sus propiedades físicas. En la **tabla 9.1** se resumen las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes. También puedes razonar en sentido opuesto: si conoces las propiedades físicas de un compuesto desconocido, puedes predecir su tipo de enlace. Sin embargo, las predicciones no siempre son correctas porque no hay una separación clara entre compuestos iónicos y covalentes. Un compuesto puede ser parcialmente covalente y parcialmente iónico.

¿Qué tanto se comparte? Una visión más realista del enlace es considerar que en todos los enlaces químicos se comparten electrones. Los electrones se pueden compartir de manera equitativa, pero también de forma parcial, es decir, no completamente. Las propiedades de cualquier compuesto, en particular sus propiedades físicas, se relacionan con la igualdad o desigualdad con que comparten los electrones.

Concepts In Motion

Interactive Table Para explorar las propiedades físicas de los compuestos iónicos y covalentes, visita glencoe.com.

Tabla 9.1 Propiedades físicas de los compuestos iónicos y covalentes

Propiedad	Compuesto iónico	Compuesto covalente
Estado a temperatura ambiente	Sólido cristalino	Líquido, gas o sólido
Punto de fusión	Alto	Bajo
Conductividad en estado líquido	Sí	No
Solubilidad en agua	Alta	Baja
Conductividad en solución acuosa	Sí	No

En el capitulo 4 exploraste los dos extremos de este margen de reparto de electrones: el enlace iónico y el enlace covalente. Un enlace iónico puro se forma cuando el reparto de electrones es tan desigual, que es mejor describirlo como una transferencia completa de electrones desde un átomo a otro en el enlace. Un enlace covalente puro se forma cuando los electrones se comparten en forma equitativa. La mayoría de los compuestos caen dentro de estos dos extremos: tienen ciertas características iónicas y también covalentes.

Electronegatividad: atracción por los electrones

Puedes imaginar el enlace entre los átomos como una lucha de tira y afloja por los electrones de valencia. Para usar este modelo de reparto de electrones, necesitas tener una forma de determinar la atracción que ejerce cada átomo sobre los electrones compartidos. La medida de la atracción es la electronegatividad. La **electronegatividad** es una medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones en un enlace. La manera en que cada átomo contribuya al compartimiento de electrones en la lucha de tira y afloja dependerá de las electronegatividades de los dos átomos enlazados. La **figura 9.1** ilustra cómo cambia el carácter del enlace para diferentes compuestos.

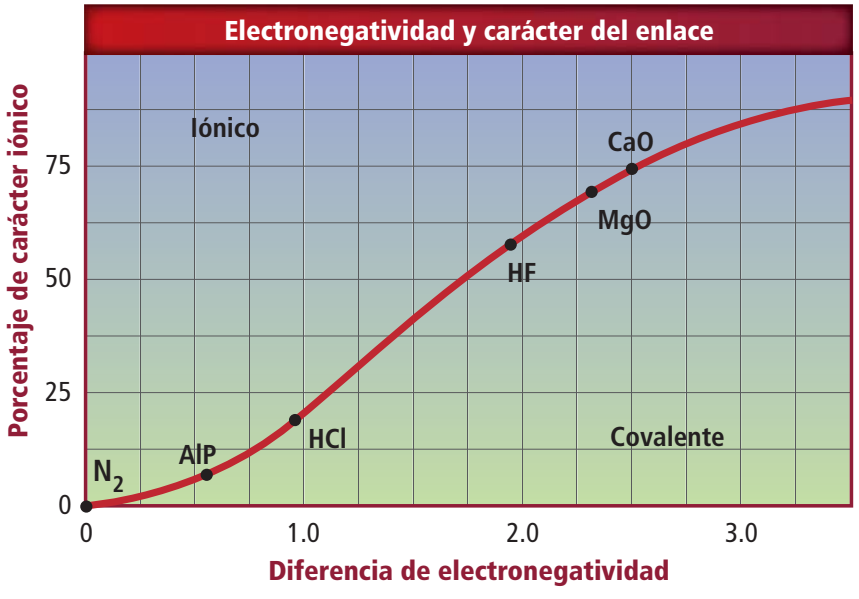
Vocabulario

Origen de la palabra

Electronegativo proviene del griego *elektron,* que significa *ámbar* y del latín *negare* que significa *negar*.

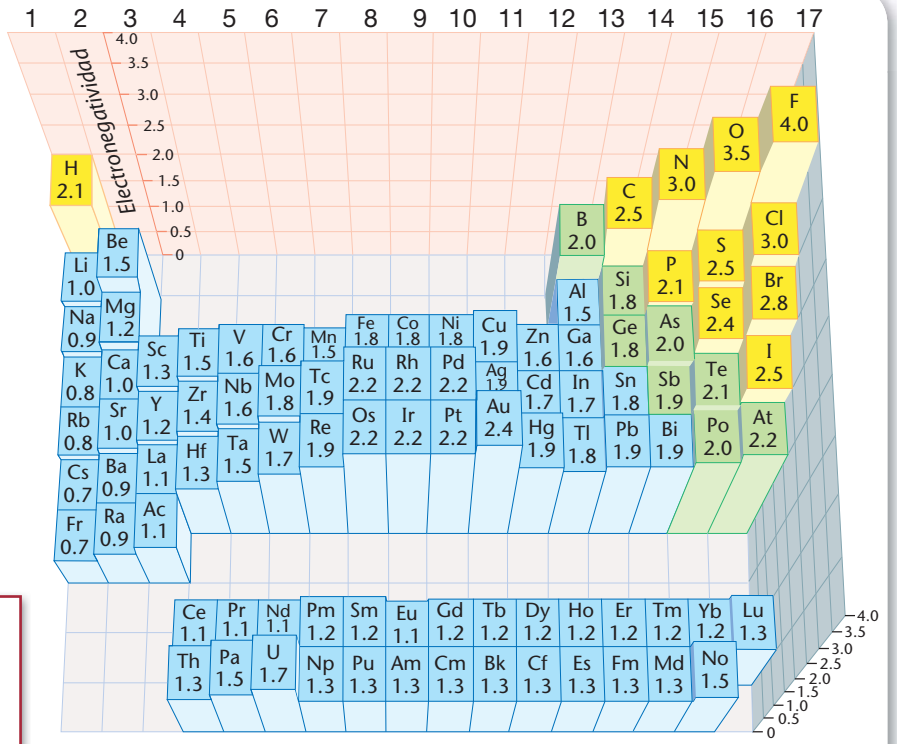
Asignación de valores de electronegatividad

¿De dónde provienen los valores que se usan para determinar la diferencia de electronegatividad y, por tanto, para calcular el carácter del enlace? Existen varias escalas de electronegatividad, pero la escala original y la más común fue desarrollada por el químico americano Linus Pauling. Pauling asignó un valor de 4.0 al flúor, el elemento más electronegativo. Los valores de los otros elementos se establecieron comparados con el flúor. Los átomos con valores grandes de electronegatividad atraen los electrones de valencia compartidos con mayor fuerza que los que tienen valores pequeños de electronegatividad.



■ **Figura 9.1** El enlace entre los átomos en los compuestos puede representarse como un intervalo de repartición de electrones que se mide por la diferencia de electronegatividad, Δ*EN*. En este intervalo hay tres tipos principales de enlaces: iónicos, covalentes polares y covalentes. El significado de Δ*EN* se explica en la página 303.

Determina ***el porcentaje de carácter iónico del óxido de calcio.***



■ **Figura 9.2** La electronegatividad es una propiedad periódica. Observa cómo cambia la altura de las columnas a través de cada periodo y disminuye en cada grupo. La altura es proporcional a la electronegatividad.

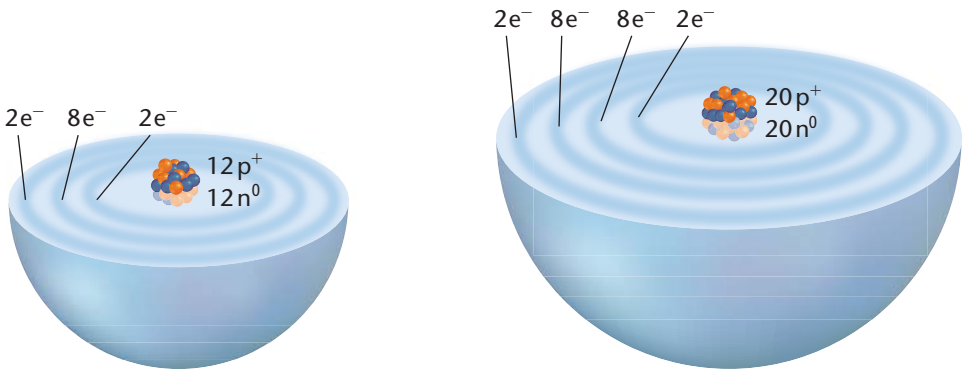
Identifica ***los elementos con los mayores y menores valores de electronegatividad.***

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada sobre electronegatividad, visita glencoe.com.

En la **figura 9.2** se muestran las electronegatividades de la mayoría de los elementos. Puede ser que no siempre tengas a la mano esta figura, pero probablemente tengas una tabla periódica. La electronegatividad es una propiedad periódica: varía según un patrón predecible a lo largo de un periodo y hacia abajo en un grupo de la tabla periódica. Con algunas excepciones, los valores de electronegatividad aumentan cuando avanzas de izquierda a derecha en algún periodo de la tabla. En cualquier grupo, los valores de electronegatividad disminuyen a medida que desciendes de grupo. Así, los elementos más electronegativos están localizados en la parte superior derecha de la tabla periódica y los elementos menos electronegativos se localizan en el extremo inferior izquierdo. Se considera que los gases nobles tienen electronegatividad cero y no siguen las tendencias periódicas.

Electronegatividad y efecto de pantalla La disminución de electronegatividad a medida que desciendes en una columna de la tabla periódica, se debe a que aumentan los niveles de energía y los electrones de valencia están más alejados del núcleo cargado positivamente. El núcleo ejerce menos atracción sobre sus electrones de valencia, de tal forma que se sujetan con menos fuerza. Además, los electrones de los niveles de energía internos tienden a bloquear la atracción del núcleo sobre los electrones de valencia, a lo cual se le conoce como **efecto de pantalla**. Este efecto aumenta a medida que bajas en una columna, porque el número de electrones internos se incrementa. Por ejemplo, el magnesio tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y electronegatividad de 1.2; el calcio tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ y electronegatividad de 1.0. Aunque ambos tienen dos electrones de valencia, el calcio tiene ocho electrones internos más que el magnesio. Estos electrones protegen a los electrones externos de la atracción del núcleo, como se muestra en la **figura 9.3**.



■ **Figura 9.3** Los electrones del primer y segundo niveles energéticos protegen a los dos electrones de valencia del átomo de magnesio de la atracción hacia los 12 protones nucleares. Los dos electrones de valencia del calcio están protegidos, por los electrones internos del primer, segundo y tercer niveles energéticos, de la atracción hacia los 20 protones nucleares. Como el calcio tiene ocho electrones internos más que el magnesio, los electrones de valencia del calcio están sujetos con menos fuerza.

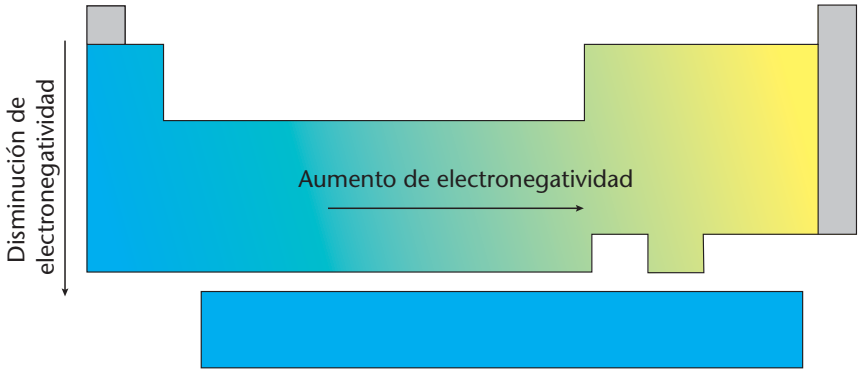
Electronegatividad y carga nuclear Cuando recorres una hilera de la tabla periódica de izquierda a derecha, se incrementa el número de protones en el núcleo. Debido al aumento de la carga nuclear, aumenta la atracción del núcleo por los electrones de valencia, por lo cual, la electronegatividad tiende a aumentar a lo largo de una hilera. En el periodo 4, como se muestra en la **figura 9.2** el potasio situado en el grupo 1 tiene electronegatividad de 0.8, mientras que la del bromo es de 2.8.

Como la electronegatividad varía en forma periódica, puedes predecir la diferencia de electronegatividad que existe entre los átomos enlazados fijándote en la distancia que los separa en la tabla. En general, mientras más separados se encuentren en la tabla periódica, mayor será la diferencia de electronegatividad entre los átomos. La **figura 9.4** muestra la tendencia periódica de la electronegatividad.

El extremo iónico

Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados, más desigualmente compartirán los electrones. La diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados se representa a menudo con el símbolo ΔEN, donde *EN* es una abreviatura de electronegatividad y Δ es la letra griega *delta* que significa "diferencia". El valor de ΔEN se calcula restando la electronegatividad menor de la mayor, así que ΔEN siempre es positiva. Por ejemplo, la ΔEN entre el cesio y el flúor es 4.0 – 0.7 = 3.3.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.



■ **Figura 9.4** La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a través de cada periodo y disminuye de arriba hacia abajo en cada grupo.
Infiere *por qué los gases nobles no tienen valores de electronegatividad.*

Cuando se comparte muy desigualmente Usando la analogía de la lucha de tira y afloja, analiza la situación en la que un luchador de sumo está en un extremo de la cuerda y un niño pequeño en el otro extremo. No hay contienda. Lo mismo es válido en un enlace químico cuando la ΔEN entre los átomos del enlace es de 2.0 o mayor.

Cuando la diferencia de electronegatividad en un enlace es 2.0 o mayor, los electrones se comparten tan desigualmente que puedes suponer que el electrón del átomo menos electronegativo se transfiere al átomo más electronegativo. Esta transferencia de electrón da como resultado la formación de un ion positivo y un ion negativo. El enlace formado por dos iones con cargas opuestas se clasifica como principalmente iónico. Muchos enlaces se clasifican como iónicos, pero tienen distinto grado de carácter iónico. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos, más iónico será el enlace. Cuanto mayor sea la distancia a la que se encuentren los átomos en la tabla periódica, más iónico será el enlace que formen entre ellos.

Enlace iónico en el cloruro de sodio Cuando se forma el cloruro de sodio se transfieren electrones. La electronegatividad del sodio es de 0.9 y la del cloro es de 3.0, uno de los valores más altos de la tabla. El valor de ΔEN para el NaCl es:

$$\Delta EN = 3.0 - 0.9 = 2.1$$

El sodio y el cloro comparten tan desigualmente el par de electrones que prácticamente están en el átomo de cloro, generando un ion cloruro, Cl^-. El átomo de sodio no puede competir con el cloro por los electrones compartidos y se transforma en ion sodio. Na^+. Los iones sodio y cloro se combinan para formar NaCl. El cloruro de sodio se describe mejor como un compuesto iónico.

En la **figura 9.5** se compara la formación de la sal de cloruro de sodio con la de fluoruro de litio (LiF) y de bromuro de potasio (KBr). Los valores de ΔEN de cada una de estas sales son iguales a 2.0 o mayores. Al igual que el cloruro de sodio, el fluoruro de litio y el bromuro de potasio se consideran compuestos principalmente iónicos. Cabe hacer notar que los dos átomos de cada enlace están muy separados en la tabla periódica.

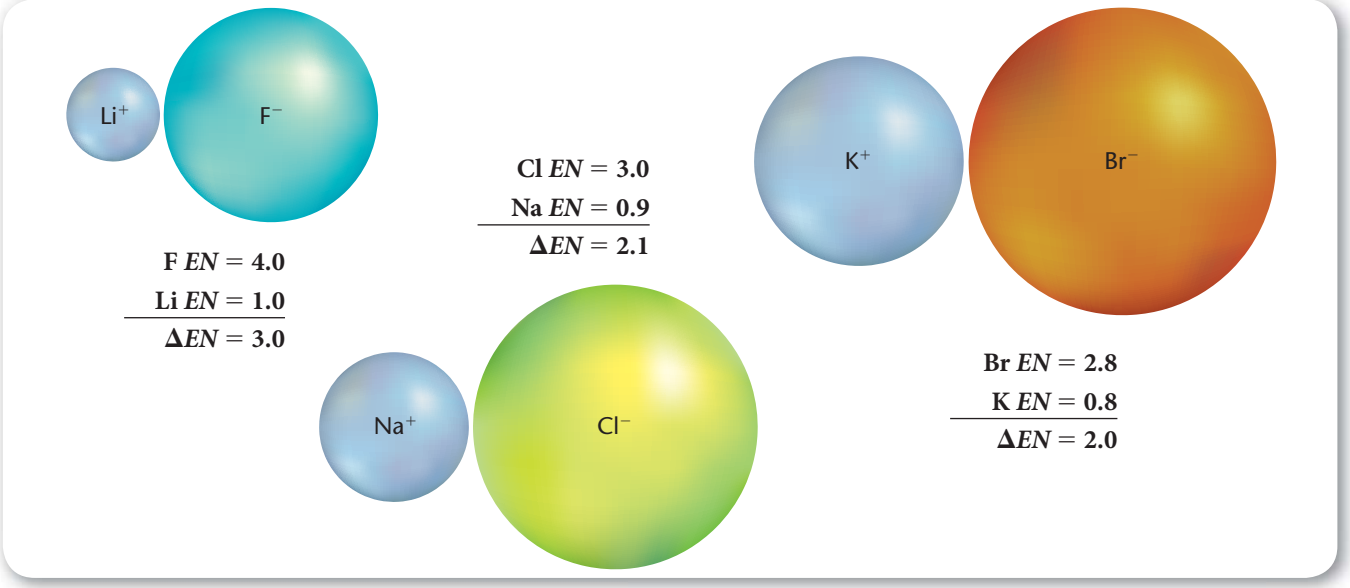


Figura 9.5 Las diferencias de electronegatividad del fluoruro de litio (LiF), cloruro de sodio (NaCl) y bromuro de potasio (KBr) demuestran que es mejor representar a estos compuestos como compuestos iónicos. De estos tres compuestos, el enlace del fluoruro de litio tiene el mayor grado de carácter iónico y el enlace del bromuro de potasio, el menor.

Linus Pauling: un partidario del conocimiento y de la paz

Algunos lo proclaman como uno de los 20 científicos más grandes de todos los tiempos; sin embargo, Linus C. Pauling considera que simplemente estaba bien preparado y que estuvo en el lugar correcto en el momento preciso. Eso ocurría a mediados de 1920, en los inicios de la física cuántica.

Teoría cuántica de la química En 1925 Pauling obtuvo un doctorado en química en el Instituto de Tecnología de California, donde estudió la estructura cristalina de materiales. Un año después, recibió la beca Guggenheim y viajó a Europa para estudiar la teoría cuántica del átomo. De regreso al Instituto de Tecnología de California, Pauling combinó sus conocimientos de la estructura de materiales y de la teoría cuántica en el concepto del enlace químico, como se muestra en la **figura 1**. Su libro *La naturaleza del enlace químico* tuvo una influencia determinante para los científicos en el estudio y predicción de estructuras, y en la investigación de las propiedades de compuestos inorgánicos, orgánicos y bioquímicos. Como reconocimiento a la importancia de su trabajo para la comprensión del enlace químico, Pauling recibió el Premio Nobel de Química en 1954.

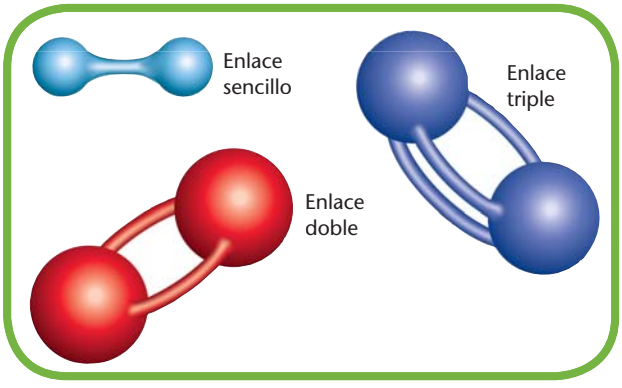


Figura 1 Los enlaces químicos de Pauling.

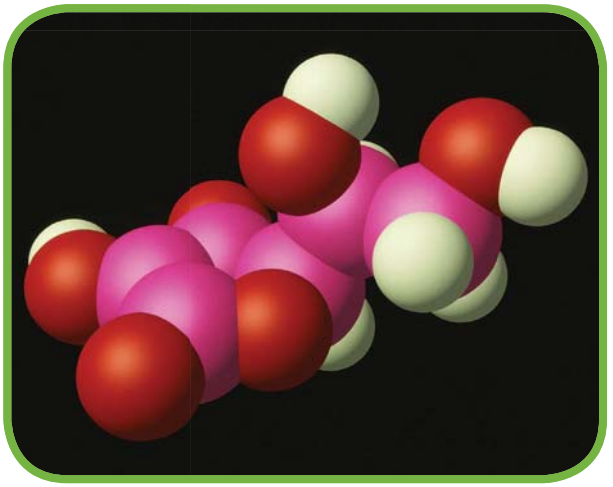


Figura 2 La vitamina C puede proporcionar muchos beneficios para la salud.

Armamentos antinucleares Pauling fue un abierto crítico de las pruebas de las bombas nucleares en la atmósfera. Estaba convencido de que la diseminación de radiactividad que provocaban estos ensayos tendría efectos nocivos para la humanidad durante muchas generaciones. Exhortó a los científicos del mundo para que se sancionara la prohibición internacional de los ensayos de armas nucleares. La noticia de que Pauling había sido galardonado con el Premio Nobel de la Paz de 1962, coincidió con el día del primer veto parcial mundial de las pruebas nucleares.

Vitamina C A principios de la década de los setenta, Pauling se convirtió en un defensor de los beneficios de la vitamina C para la salud, que se ilustra en la **figura 2**. Su libro *La vitamina C y el resfriado común* se convirtió en un "best-seller". Aunque sus ideas son controvertidas, Pauling estaba convencido de que la ingestión de grandes dosis de vitamina C ayudaría a eliminar pequeñas molestias y posiblemente a curar el cáncer.

Conexión con la Química

1. **Aplicaciones** ¿Por qué es importante conocer la naturaleza del enlace químico?
2. **Adquiere información** Investiga el papel que jugó Pauling en el descubrimiento de la estructura del ADN.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

El extremo covalente

Ya viste que cuando hay una gran diferencia de electronegatividad entre dos átomos ($\Delta EN = 2.0$ o mayor), el enlace que se forma entre ellos es principalmente iónico. ¿Qué sucede cuando no hay diferencia de electronegatividad entre los átomos, o ésta es muy pequeña?

Compartimiento equitativo Imagina un juego de la lucha por la cuerda, entre dos equipos exactamente iguales en tamaño, fuerza y resistencia. Como puedes ver en la **figura 9.6** el partido estará empatado y ninguno de los equipos llevará la delantera. Esta situación es la misma que existe cuando dos átomos de un mismo tipo forman un enlace. Por ejemplo, cuando dos átomos de flúor forman la molécula de flúor (F_2). A continuación se presenta el diagrama de puntos de Lewis para la molécula de flúor.

Como el enlace lo forman dos átomos del mismo elemento, la diferencia de electronegatividad es cero. En la molécula de flúor, se comparte equitativamente un par de electrones de valencia. Este tipo de enlace es un enlace covalente puro. Las demás moléculas diatómicas (Cl_2, Br_2, I_2, O_2, N_2 y H_2) también tienen enlaces covalentes puros, y en todas ellas los electrones se comparten en forma equitativa.

Figura 9.6 Cuando los dos equipos están empatados en fuerza y tamaño, ninguno de ellos ganará el juego. De la misma forma, cuando átomos con el mismo valor de electronegatividad forman enlaces, los electrones de valencia se comparten de manera equitativa.

Compartimiento casi equitativo A veces, la electronegatividad de los átomos de un enlace es casi la misma, aunque no sea igual. Por ejemplo, la electronegatividad del carbono es 2.5 y la del hidrógeno 2.1. Una ΔEN mayor de cero siempre significa que se comparten desigualmente los electrones. Sin embargo, cuando la diferencia de electronegatividad es menor o igual a 0.5, la ligera desigualdad en la compartición de electrones no tiene efectos significativos en las propiedades de las moléculas. Por tanto, un enlace en el cual la diferencia de electronegatividad es menor o igual a 0.5, se considera un enlace covalente con los electrones compartidos casi equitativamente. Muchos de los compuestos formados entre el carbono y el hidrógeno se consideran covalentes.

Propiedades físicas de los compuestos covalentes Los bajos puntos de fusión y de ebullición son característicos de los compuestos covalentes puros. La mayoría de las moléculas diatómicas elementales —Cl_2, F_2, O_2, N_2 y H_2— son gases a temperatura ambiente. El disulfuro de carbono (CS_2), metano (CH_4) y dióxido de nitrógeno (NO_2), que se muestran en la **figura 9.7**, son ejemplos de compuestos covalentes en los que la desigualdad con que se comparten los electrones es mínima. Estas moléculas son gases o líquidos con bajo punto de ebullición a temperatura ambiente.

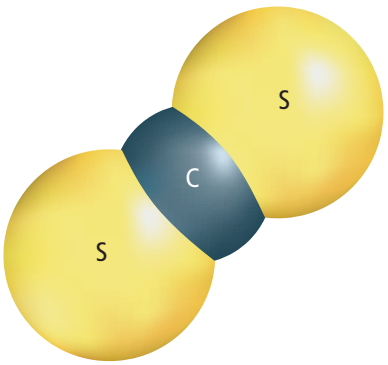
Enlaces covalentes polares

Ahora, considera una lucha de tira y afloja entre un luchador de sumo de 135 kg (300 lb) en un extremo de la cuerda y otro luchador de 180 kg (400 lb) en el otro extremo. La fuerza desigual ejercida sobre los extremos de una cuerda acerca más el centro de ésta al luchador más pesado. Esto es semejante a un enlace en el que los electrones se comparten desigualmente. Este tipo de enlace se ubica entre los dos extremos del compartimiento de electrones: uno donde se comparten equitativamente (un enlace covalente) y otro donde se comparten en forma completamente desigual (un enlace iónico). Las diferencias de electronegatividad de los enlaces en los que el par de electrones no se comparte equitativamente oscilan entre 0.5 y 2.0.

Figura 9.7 El disulfuro de carbono es un disolvente útil para las grasas y las ceras. El metano es el componente principal del gas natural. El dióxido de nitrógeno se utiliza para hacer ácido nítrico y también es un contaminante atmosférico. Todos estos compuestos tienen enlaces covalentes en los que los electrones se comparten casi igual.

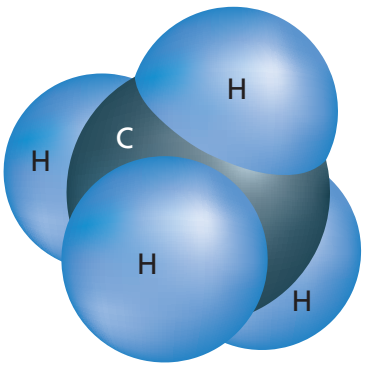
Identifica ***¿En cuál de estos tres compuestos los electrones están compartidos de manera casi equitativa? ¿En cuál los electrones están compartidos menos equitativamente?***

Los enlaces de C—S en el disulfuro de carbono son de tipo covalente puro. El valor de $\Delta EN = 0$, aunque los átomos sean distintos.



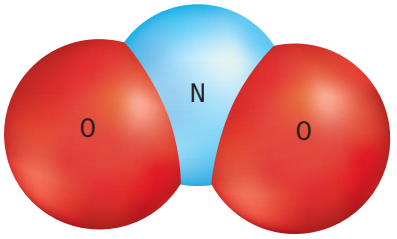
C EN = 2.5
S EN = 2.5
ΔEN = 0.0

La ΔEN de 0.4 de los enlaces del metano no es suficiente para afectar de modo significativo las propiedades del compuesto.



C EN = 2.5
H EN = 2.1
ΔEN = 0.4

Aunque el grado de desigualdad con que se comparten los electrones en los enlaces N—O del dióxido de nitrógeno es mayor que en los enlaces de C—H, el NO_2 se sigue considerando un compuesto.



O EN = 3.5
N EN = 3.0
ΔEN = 0.5

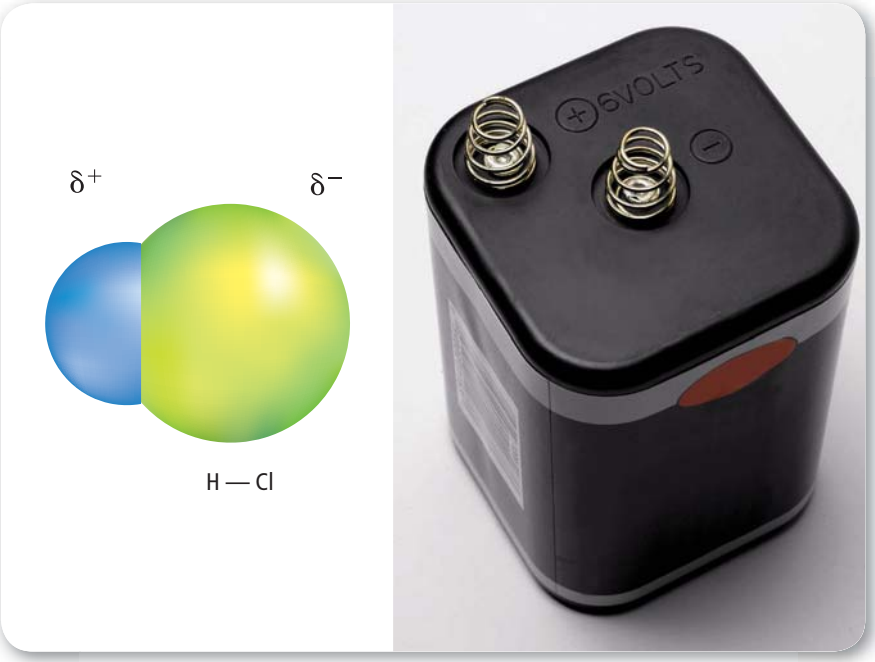
Enlaces covalentes en los que no se comparte equitativamente Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace está entre 0.5 y 2.0, la desigualdad con que se comparten los electrones no es tan grande como para que se produzca una transferencia completa de electrones. Más bien, se produce una transferencia parcial de los electrones compartidos hacia el átomo más electronegativo. El átomo menos electronegativo aún tiene cierta atracción por los electrones compartidos. El enlace que se forma cuando los electrones no se comparten igual se llama **enlace covalente polar**. Este tipo de enlace tiene un carácter iónico en grado significativo.

Los enlaces covalentes polares se llaman *polares* porque al compartir desigualmente los electrones se generan dos polos a través del enlace. Así como una batería de un automóvil o de una lámpara de destello tiene polos positivo y negativo separados, también un enlace covalente polar tiene polos, como se muestra en la **figura 9.8**. El polo negativo está centrado sobre el átomo más electronegativo del enlace. Este átomo comparte un electrón adicional. El polo positivo está centrado en el átomo menos electronegativo. Este átomo ha dejado de compartir uno de sus electrones. Como no hay una transferencia completa del electrón, las cargas en los polos no son 1+ y 1–, sino δ^+ y δ^-. Estos símbolos, *delta* más y *delta* menos, representan una carga parcial positiva y una carga parcial negativa. Esta separación de cargas, que da como resultado que los extremos del enlace tengan cargas positiva y negativa, le confiere al enlace covalente polar un cierto carácter iónico.

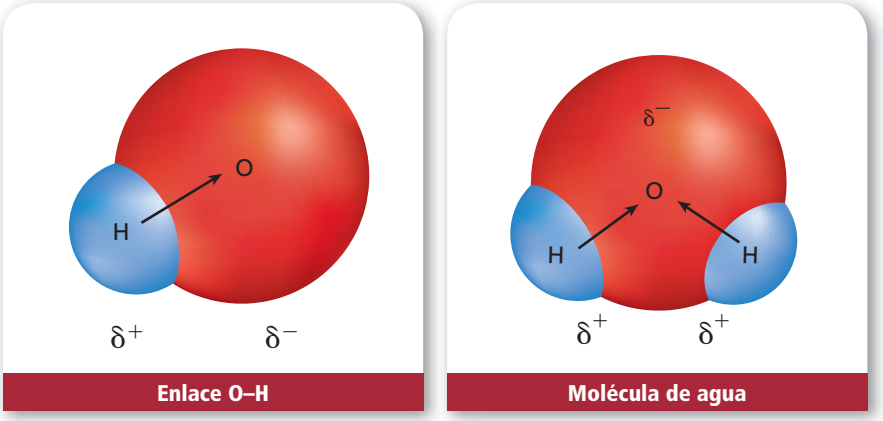
Propiedades físicas de los compuestos covalentes polares Los compuestos con enlaces covalentes polares tienen propiedades distintas a las de los compuestos con enlaces covalentes puros. Ya se vio que los compuestos covalentes puros tienden a presentar bajos puntos de fusión y de ebullición. Como se muestra en la **figura 9.7**, el disulfuro de carbono, CS_2, es una molécula triatómica, con un ΔEN igual a cero. Este compuesto hierve a 46°C. El agua también es una molécula formada por tres átomos, pero el enlace del agua es covalente polar. Aunque el agua es una molécula mucho más ligera que la del disulfuro de carbono, su punto de ebullición es de 100°C.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de los tipos de enlace, visita glencoe.com.



■ **Figura 9.8** Cuando la distribución de electrones compartidos en un enlace no es equitativa (a la derecha), el enlace es de tipo polar, como el del H—Cl. Como en esta batería, el enlace tiene dos polos, uno positivo, otro negativo. Los símbolos δ^+ y δ^- (delta más y delta menos) se utilizan para mostrar la distribución de cargas parciales en un enlace covalente polar.



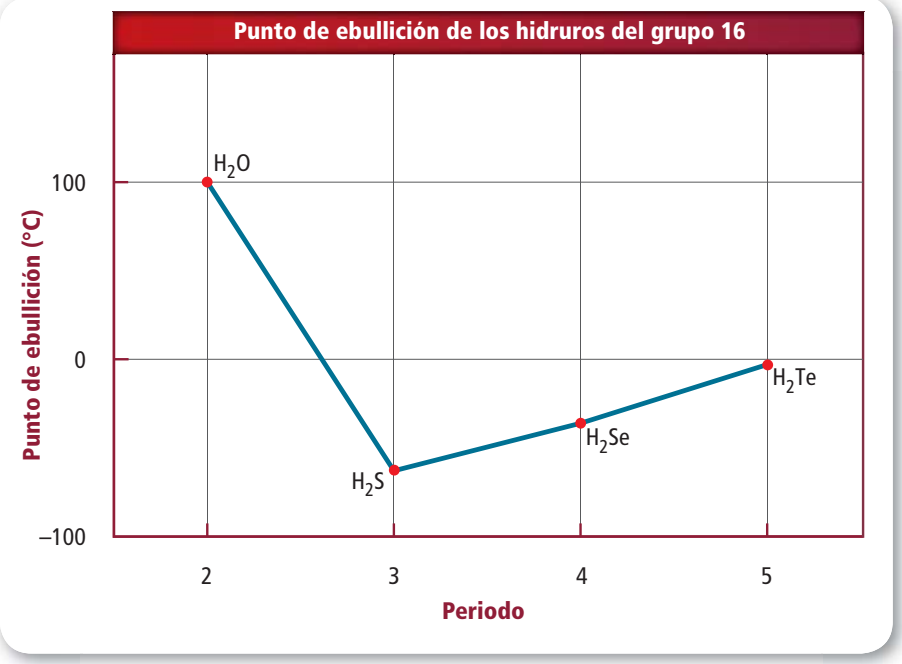
■ **Figura 9.9** Como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, los electrones de un enlace O—H pasan más tiempo cerca del átomo de oxígeno. Esta distribución lleva a una carga parcial negativa sobre el oxígeno y a una carga parcial positiva sobre el hidrógeno. En una molécula de agua hay dos enlaces O—H. En ambos enlaces, el oxígeno atrae más los electrones.

La ΔEN del enlace O—H es de 1.4, de modo que las moléculas de agua tienen enlaces polares. Cuando los átomos de oxígeno e hidrógeno forman un enlace al compartir electrones, el par de electrones es atraído hacia el oxígeno más electronegativo. Este reparto desigual produce un desequilibrio en la distribución de carga sobre los dos átomos, como se muestra en la **figura 9.9**.

El efecto de los enlaces covalentes polares sobre el punto de ebullición se demuestra al comparar el punto de ebullición del agua con el de otros hidruros de elementos del grupo 16, como azufre, selenio y telurio. Un hidruro es un compuesto que se forma con cualquier elemento y el hidrógeno. El agua es el primer hidruro del grupo 16. La ΔEN del enlace O—H es de 1.4. El valor de ΔEN de los dos enlaces S—H y Se—H es sólo de 0.4, y del enlace Te—H es de 0.3. Esas diferencias de electronegatividad te indican que el H_2O contiene enlaces covalentes polares, pero los enlaces de H_2S, H_2Se y H_2Te son principalmente covalentes. En la **figura 9.10** se muestra que, aunque el H_2O es el más ligero de los cuatro hidruros, su punto de ebullición es sensiblemente mayor que el de los demás hidruros del grupo 16.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 872 para realizar una **ruptura de enlaces covalentes**



■ **Figura 9.10** Tomando como base la masa de las moléculas, puedes predecir que de los cuatro hidruros, el agua tendría el punto de ebullición más bajo. Sin embargo, esta predicción es incorrecta si se considera otro factor, la polaridad del enlace O—H. Posteriormente aprenderás por qué los enlaces polares a menudo generan una molécula polar, como en el caso del agua.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 859

1. Calcula la ΔEN de los pares de átomos en los enlaces siguientes.

a) Ca–S **c)** C–Br **e)** H–Br

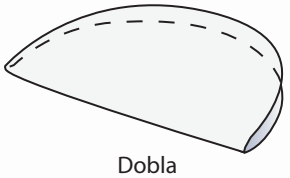
b) Ba–O **d)** Ca–F

2. Utiliza los valores ΔEN para clasificar los enlaces de la pregunta 1 como covalentes, covalentes polares o iónicos.

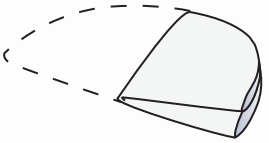
MiniLab 9.1

Cromatografía en filtros para café

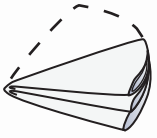
¿Puedes determinar la composición de una sustancia mediante la cromatografía? La cromatografía en papel es un método de separación de sustancias que se basa en la distinta atracción que tienen por el papel. El papel se denomina la fase estacionaria del sistema, y el disolvente es la fase móvil. En este experimento, la fase móvil es el agua, una molécula polar.



Dobla



Vuelve a doblar



Vuelve a doblar

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.

2. Consigue varios **marcadores de tinta** y **dos filtros redondos para café**.

3. Cubre el fondo de un **vaso de plástico** con un poco de **agua**.

4. Sobre una superficie seca, dobla juntos los dos filtros para café en ocho partes, como se muestra en el dibujo.

5. Desdobla los dos filtros sin separarlos. Busca el centro del papel, donde los pliegues convergen.

6. Sobre un doblez, y a unos 5 cm del centro, pon una marca oscura con uno de los marcadores. La marca deberá quedar en los dos filtros.

7. Con marcadores de distinto color marca los demás pliegues del papel.

8. Separa los filtros. Deja uno de los filtros desdoblados como testigo y vuelve a doblar el otro filtro.

9. En el vaso donde pusiste agua, introduce con cuidado el filtro plegado, con la punta hacia abajo, hasta que toque el agua.

10. Saca con cuidado el papel cuando el agua llegue a la parte superior del mismo.

11. Desdobla con cuidado el papel. Compara cada una de las marcas de tinta con las del filtro testigo.

Análisis

1. Compara las marcas del papel de control con las marcas correspondientes en el filtro de la cromatografía. ¿Cuál es la diferencia?

2. Observa ¿Qué colores del filtro del cromatograma son distintos a los del filtro testigo?

3. Infiere Las sustancias polares tienden a ser atraídas por otras sustancias polares, tal como se encontró en el papel. Las sustancias no polares se mueven más rápido a lo largo del papel. ¿Cuáles tintas contienen las sustancias más polares?

Los enlaces en los metales

Los enlaces en los metales no permiten la formación de compuestos, sino que es una interacción que mantiene unidos a los átomos metálicos y explica algunas de las propiedades particulares de los metales y de las aleaciones. ¿Cuáles son estas propiedades?

Propiedades que reflejan los enlaces metálicos Los metales y las aleaciones son dúctiles y maleables y conducen la electricidad. Se dice que un metal es **maleable** cuando se puede prensar o enrollar en delgadas láminas. El oro es un ejemplo de metal maleable. Un trozo de oro se puede aplanar y moldear martillándolo hasta que quede como una lámina delgada. Los metales **dúctiles** se pueden moldear como hilos. Así por ejemplo, el cobre se puede estirar en delgados filamentos para utilizarlos en los cables de las instalaciones eléctricas, como se muestra en la **figura 9.11**. La **conductividad** eléctrica es una medida de la facilidad con la que los electrones pueden fluir a través de un material y producir una corriente eléctrica. Los metales como la plata son excelentes conductores porque el metal ofrece poca resistencia al paso de los electrones. Estas propiedades —maleabilidad, ductilidad y conductividad eléctrica—, se deben a la manera en que los átomos metálicos se unen entre sí.

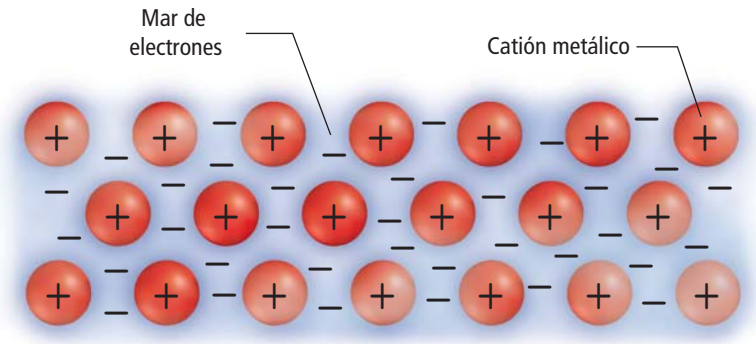
Mar de electrones de valencia Los electrones de valencia de los átomos metálicos se mantienen unidos laxamente por el núcleo cargado positivamente. A veces, los átomos metálicos forman enlaces iónicos con no metales, al perder uno o más de sus electrones de valencia y formar iones positivos. Sin embargo, en el enlace metálico, los átomos del metal no pierden sus electrones de valencia, sino que, como se muestra en la **figura 9.11**, más bien los liberan hacia un mar de electrones para ser compartidos por todos los átomos metálicos. El enlace que resulta de esta mar de electrones de valencia compartidos se denomina **enlace metálico**. El modelo de enlace metálico se conoce como modelo de mar de electrones.

NOTICIAS de la materia

De todos los metales, la plata es el mejor conductor de electricidad. El cobre ocupa el segundo lugar. Como la plata es más rara y más cara que el cobre, éste es el metal que se utiliza en los circuitos eléctricos.

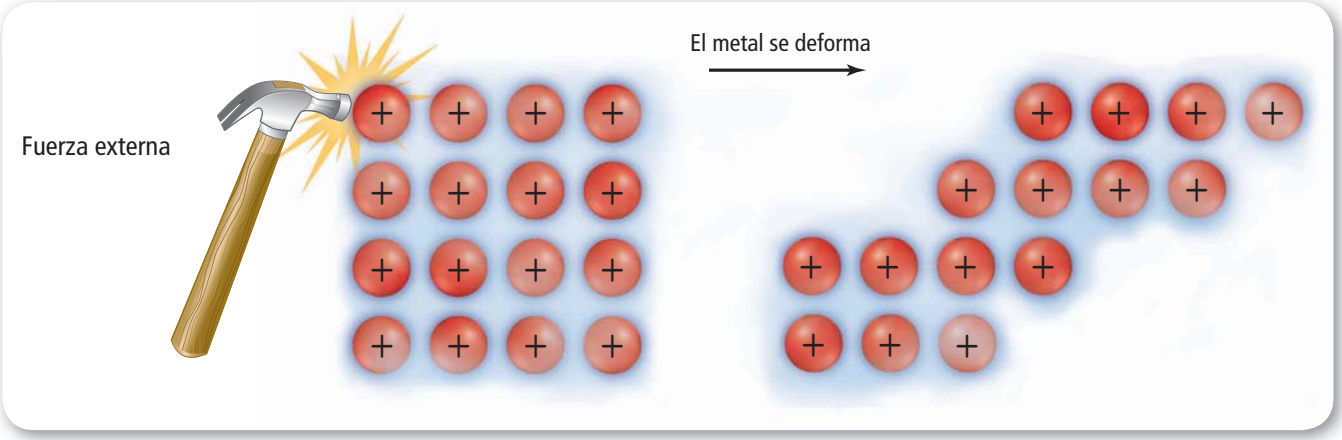
■ **Figura 9.11** El cobre muestra las propiedades características de los metales, ductilidad y conductividad, debido a la forma en que los átomos de los metales están unidos entre sí.

Explica ***¿Por qué los electrones de los metales se conocen como electrones deslocalizados?***



Los electrones de valencia de los metales (se muestran como una nube de color azul con signos negativos) están distribuidos equitativamente entre los cationes metálicos (se muestran en rojo). Las atracciones entre los cationes, positivos, y el mar de carga negativa mantienen unidos a los átomos de los metales en una red.

El cobre es dúctil y un buen conductor de electricidad. Por esta razón es el metal más utilizado en circuitos eléctricos.



■ **Figura 9.12** Al aplicar una fuerza, los iones metálicos se mueven a través de los electrones deslocalizados, lo que hace que los metales sean maleables y dúctiles.

La interacción del enlace a nivel submicroscópico explica lo que observas a nivel macroscópico. Aunque los átomos del metal se juntan y forman una vasta red, en realidad no hay un solo átomo que esté unido, lo que explica por qué los metales son dúctiles y maleables. Al ser golpeados por un martillo, los átomos de metal de la **figura 9.12** se desplazan a través del mar de electrones y ocupan una nueva posición, sin perder en ningún momento la conexión que hay entre ellos. La misma capacidad de reorganización explica por qué se pueden hacer alambres largos y delgados con los metales.

La conductividad de los metales también se puede explicar por el modelo del mar de electrones del enlace metálico. Como los electrones de valencia de todos los átomos metálicos no están unidos a ningún átomo metálico, se pueden mover a través del metal cuando se aplica una fuerza externa, como la que proporciona una batería.

Sección 9.1 Evaluación

Resumen de la sección

- El carácter del enlace varía desde el iónico hasta el covalente. No hay una división precisa entre los tipos de enlace.
- La electronegatividad, una medida de la atracción de un átomo por los electrones compartidos, se puede estimar a partir de la tabla periódica.
- La diferencia de electronegatividad (ΔEN) es una medida del grado de carácter iónico de un enlace.
- Se obtiene $\Delta EN = 2.0$ o mayor cuando los elementos forman enlaces iónicos; $\Delta EN = 0.5$ a 2.0 indica enlaces covalentes polares y $\Delta EN < 0.5$ indica enlaces covalentes.
- Los átomos metálicos se unen al compartir un mar de electrones de valencia.

3. Idea PRINCIPAL **Clasifica** Utiliza los valores de ΔEN para clasificar los enlaces de los siguientes compuestos como covalentes, covalentes polares o iónicos.

a) Enlace H—S del H_2S

b) Enlace S—O del SO_2

c) Enlace Mg—Br del $MgBr_2$

d) Enlace N—O del NO_2

e) Enlace C—Cl del CCl_4

4. Organiza Utilizando tan sólo una tabla periódica, ordena estos átomos desde el menos al más electronegativo.

5. Clasifica Ordena estos enlaces desde el menos al más polar.

a) C—F

b) O—F

c) Al—Br

d) Cl—F

e) O—H

6. Predice En la **figura 9.10** se muestra el punto de ebullición de los hidruros del grupo 16. Con la información de esta figura, predice el orden, de mayor a menor, del punto de ebullición de los cuatro primeros hidruros del grupo 17 (HF, HCl, HBr y HI).

7. Explica ¿Qué característica del enlace metálico es responsable de la maleabilidad, ductilidad y conductividad de los metales?

8. Infiere ¿Esperarías que el LiF o el LiCl tuvieran un punto de fusión elevado? Explica tu respuesta.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 9.2

Objetivos

- **Dibujar** los diagramas de puntos de Lewis para las moléculas.
- **Determinar** la geometría tridimensional de moléculas, a partir de los diagramas de puntos de Lewis.
- **Predecir** la polaridad molecular a partir de la configuración electrónica tridimensional y la polaridad del enlace.

Revisión de vocabulario

electronegatividad: una medida de la capacidad de un átomo en un enlace para atraer electrones

Vocabulario nuevo

doble enlace
triple enlace
molécula polar

Forma molecular y polaridad

Idea PRINCIPAL La forma de una molécula y la polaridad de sus enlaces determinan si la molécula es polar.

Vínculo con el mundo real Probablemente hayas visto modelos en pequeña escala de estructuras como edificios o puentes. Para los diseñadores es conveniente trabajar con maquetas antes de hacer un plan detallado de una estructura a escala completa. Los modelos también pueden ser versiones ampliadas de objetos que son tan pequeños que no se pueden ver o manipular.

Las formas de las moléculas

Los modelos te pueden ayudar a visualizar las estructuras tridimensionales de las moléculas. Analiza la molécula más simple que existe: el hidrógeno, H_2. Dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones en un enlace covalente no polar como se muestra en este diagrama de puntos de Lewis.

$$H:H$$

Se puede hacer un modelo de esta molécula conectando dos dulces de goma del mismo color por medio de un palillo de dientes. Los dulces representan los átomos de hidrógeno y el palillo el par de electrones compartidos que forman el enlace covalente.

¿Qué te dice un modelo de una goma de dulce acerca de la forma de una molécula de hidrógeno? Como se muestra en la **figura 9.13**, sólo hay una forma de unir este modelo. Cuando las dos gomas se conectan por medio de un palillo de dientes, se acomodan en línea recta. Por tanto, una molécula de hidrógeno es lineal. Podrías modelar otras moléculas diatómicas, como oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), cloro (Cl_2), yodo (I_2), flúor (F_2), y aun cloruro de hidrógeno (HCl). El modelo siempre predice la misma geometría: lineal.

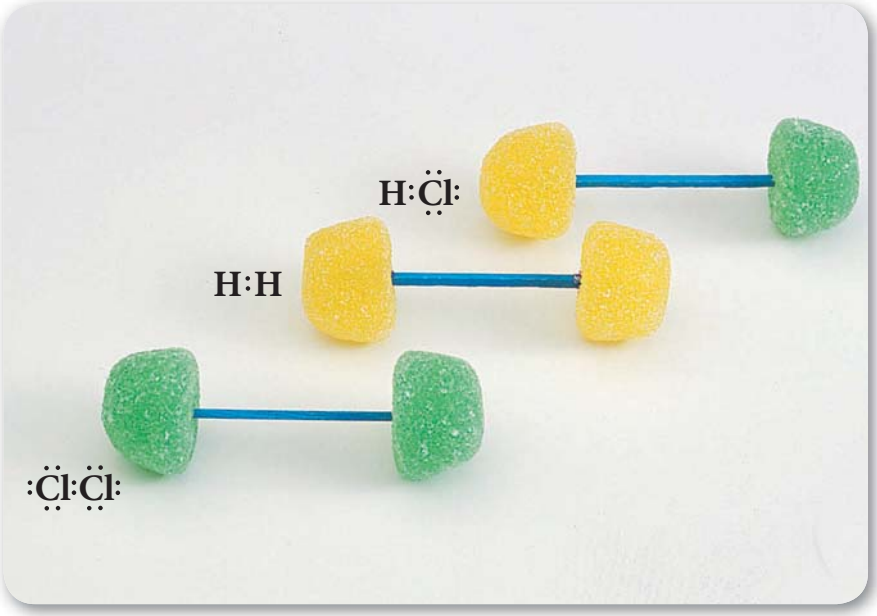
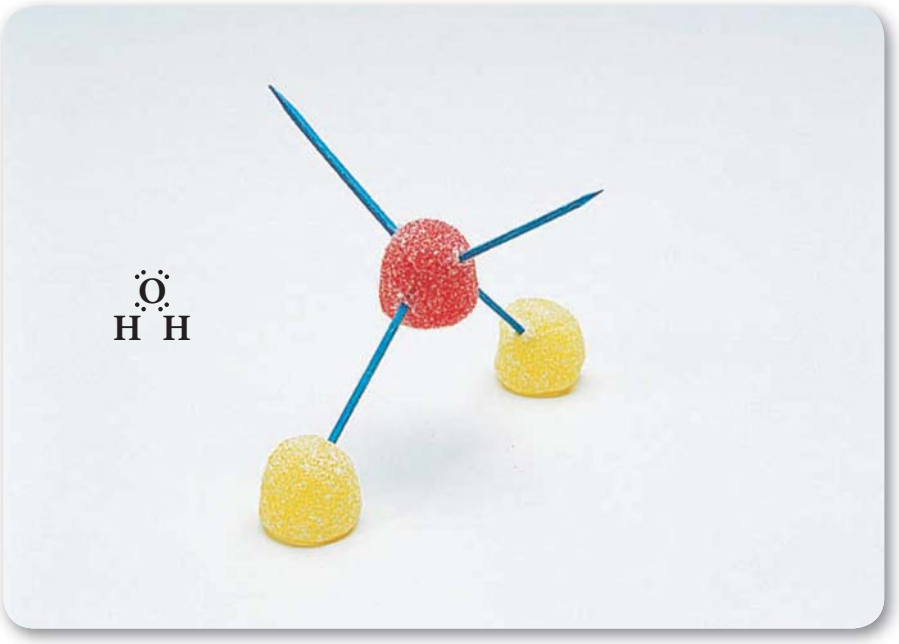


Figura 9.13 Así como dos gomas de dulce sólo se pueden conectar de una forma, todas las moléculas diatómicas son lineales, sin que importe que estén formadas por átomos iguales como en el H_2 y el Cl_2, o por átomos distintos, como en el HCl.



■ **Figura 9.14** En este modelo de goma de dulce de una molécula de agua, puedes ver que los tres átomos forman una estructura doblada.

Agua En la **figura 9.14** se muestra un modelo de goma de dulce de una molécula de agua. ¿Cómo construirías un modelo con goma de dulce de una molécula de agua? Primero dibujarías el diagrama de puntos de Lewis. Recuerda que el diagrama de puntos modela la distribución de los electrones de valencia en la molécula en dos dimensiones. El diagrama de puntos de Lewis de una molécula de agua muestra que cada hidrógeno comparte un par de electrones con el oxígeno.

Los ocho electrones de valencia están distribuidos de tal forma que el átomo de oxígeno tiene un octeto de electrones y la configuración electrónica estable del gas noble neón. Cada hidrógeno tiene dos electrones de valencia y la configuración estable del helio. Dos pares de electrones de valencia participan en el enlace. Estos electrones se denominan pares de enlace. Los otros dos pares de electrones de valencia no participan en el enlace. A éstos se les llama pares no enlazantes o pares no compartidos.

Del diagrama de puntos de Lewis al modelo Para construir un modelo de la molécula de agua, necesitas gomas de dulce de dos colores, por ejemplo, rojo para el oxígeno y amarillo para el hidrógeno. También necesitas dos palillos de dientes para representar los dos enlaces covalentes, y dos palillos más para representar los pares de electrones no compartidos. Aunque estos pares de electrones no participan en ninguno de los enlaces, están presentes y ocupan un espacio, y tienen un papel importante en definir la forma de una molécula.

¿Cómo deberían estar conectados los átomos de hidrógeno con el átomo de oxígeno? Es claro que se necesitan ciertas reglas. Observa el diagrama de puntos de Lewis de puntos del agua. Sobre el oxígeno hay cuatro pares de electrones. Todos estos electrones están cargados negativamente, y como todos tienen la misma carga, se repelen entre sí. Por consiguiente, el arreglo tridimensional que formen alrededor del átomo de oxígeno, será aquel que les permita estar tan separados como sea posible. Este ordenamiento es una forma geométrica llamada tetraedro, en el cual es mínima la repulsión entre los pares de electrones.

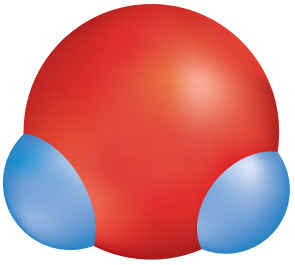
Para hacer un modelo que tenga una conformación geométrica tetraédrica, coloca los cuatro palillos en la goma de dulce roja de forma tridimensional, de modo que el ángulo entre los palillos sea lo más grande posible. Coloca dos gomas de dulce de color amarillo en los extremos de dos palillos cualquiera, para representar los dos enlaces O—H. Los otros palillos representan a los pares de electrones no compartidos. En la **figura 9.14** se muestra el modelo con goma de dulce de una molécula de agua para ilustrar el arreglo de un tetraedro de los cuatro pares de electrones.

¿El modelo de goma de dulce para el agua puede traducirse en otro tipo de modelos? En la **figura 9.15** se muestran dos modelos adicionales de una molécula de agua. El primer modelo usa globos para mostrar la región ocupada por los cuatro diferentes pares de electrones. El segundo modelo se llama modelo de espacios llenos. Este modelo muestra con claridad cada uno de los átomos de una molécula y es uno de los tipos de modelos moleculares de uso más común.

Del modelo a la molécula de agua Los modelos de la **figura 9.14** y de la **figura 9.15** indican que los tres átomos de la molécula de agua están arreglados en una estructura doblada. Cada uno de los ángulos de un tetraedro perfecto mide 109.5°. El ángulo entre los dos enlaces de la molécula de agua es de 105°, un poco menor que el ángulo predicho por el modelo de la goma de dulce. La diferencia entre el ángulo predicho y el ángulo del enlace experimental se debe a que los pares de electrones sin compartir se repelen entre sí más que los pares compartidos. De hecho, los electrones no enlazados requieren más espacio y empujan a los pares de los enlaces acercándolos más, lo cual distorsiona el tetraedro y disminuye el ángulo del enlace de 109.5° a 105°.

Cuatro globos, inflados de la misma manera y unidos en un punto central, se organizan por sí solos en forma de tetraedro. En el espacio, este arreglo es el más eficiente para cuatro objetos organizados alrededor de un punto central. En este modelo, los globos representan los cuatro pares de electrones de la molécula del agua. Los globos rojos representan los pares de electrones compartidos, mientras que los globos blancos representan el par de electrones sin compartir.

■ **Figura 9.15** Se pueden usar cuatro globos para representar los pares de electrones de enlace y los pares libres de una molécula de agua. Los modelos de espacios llenos muestran las nubes electrónicas de cada átomo, como esferas.



En un modelo de espacios llenos, la nube electrónica de cada tipo de átomo se representa con un color diferente. En este caso, el rojo representa al átomo de oxígeno y el azul a los átomos de hidrógeno. Cuando dos átomos forman un enlace, las nubes se traslapan.

Gente en la Química

Entrevista con el doctor William Skawinski

Químico

Una copia ordinaria del texto Matemáticas para físicos tiene alrededor de 2 pulgadas de espesor. Sin embargo, la versión Braille que está en el librero del doctor Skawinski necesita un espacio de casi un metro. El químico, que perdió la vista en su infancia, consulta este libro cuando crea modelos tridimensionales de moléculas. En esta entrevista, el doctor Skawinski platica acerca de su trabajo innovador y su amor por la química.

En el trabajo

P **Doctor Skawinski, ¿puede decirnos cómo hace para construir los modelos moleculares?**

R Empiezo por poner información sobre las estructuras moleculares en un programa de diseño por computadora. El programa utiliza la información para calcular la estructura de la molécula. Posteriormente, a partir de los cálculos se construye un modelo físico por medio de estereolitografía. Éste es el funcionamiento básico: una mesa cubierta con una película de un polímero se monta en lo alto de un tanque que contiene plástico líquido. Un láser traza una sección transversal de la parte inferior de la molécula en la película, y una rebanada del modelo se endurece. Después se baja un poco la mesa y el láser traza otra sección transversal de la molécula, y así, hasta completar el diseño molecular. Después de ocho a doce horas, obtengo una pieza de plástico sólido que reproduce una molécula de un compuesto particular.

P **¿De qué tamaño son estos modelos comparados con los objetos reales?**

R Por ejemplo, un átomo de carbono tiene un radio de unos 0.2 nanómetros. El modelo mide alrededor de una pulgada de diámetro, es decir, es muchos miles de millones de veces más grande.

P **¿Por qué son útiles estos modelos tridimensionales**

R Manipular un modelo físico de una distribución matemática puede dar a cualquier persona —ciega o no— una mejor información de lo que el modelo representa.

P **Entre los modelos moleculares que ha construido ¿tiene algún favorito?**

R La beta ciclodextrina tiene moléculas en forma de dona que son interesantes. Las personas dicen que muchos de los modelos moleculares parecen piezas de arte.

Primeras influencias

P ¿Recuerda acontecimientos específicos de su infancia que hayan influido en su interés por la ciencia?

R Recuerdo que tenía dos años de edad y observaba las llamas de un calentador de agua con gas. La luz azul brillante sobre un fondo perfectamente negro me cautivó. También recuerdo que cuando tenía unos cinco años machacaba en el patio piedras rojas, amarillas y grises hasta hacerlas polvo, y luego las mezclaba con agua para hacer suspensiones coloreadas.

P ¿Qué cosas le gustaban en la preparatoria?

R Aunque por esa época tenía serios problemas con mi vista, me involucré en un equipo amateur de lanzamiento de cohetes. Esos cohetes no eran los pequeños cohetes de 10 cm (4 pulg) que uno compra por correo y los lanza a unos 60 m (200 pies). Un cohete para el que mezclé el propelente químico alcanzó una altura de 12.8 km (42 000 pies). Me encantaba la idea de propulsar un vehículo espacial, y aún me atrae. De hecho, si alguien me ofreciera un boleto para ir a otro planeta, ¡sólo me detendría para empacar un cepillo de dientes!

P ¿Le interesaban sus clases de química en la preparatoria?

R Mi maestro de química hacía de ella una parte del mundo real. Una vez trajo una bolita verde del tamaño de una nuez: era una esmeralda defectuosa. Explicó que una ligera diferencia en la estructura química distinguía a esa piedra sin valor de otra de valor inestimable.

Impresiones personales

P ¿Las maravillas de la ciencia que experimentó siendo niño aún lo asombran?

R Por supuesto. En verdad creo que se debe conservar ese atributo para entrar en el campo de la ciencia. Los científicos son, de hecho, un grupo de niños grandes que se fascinan con el mundo.

P ¿Cómo enfrenta el desafío de su ceguera?

R A lo largo de la escuela logré observar bastante para obtener mucha información crítica. Pero casi al terminar la escuela, porque mi campo visual se redujo mucho, podía ver sólo parte de una palabra en una página, y eso sólo con anteojos de mucho aumento. Con mucha determinación, me las arreglé para obtener mi grado de maestría y luego mi doctorado. Mi estrategia ha sido siempre reconocer los obstáculos y luego concentrarme en encontrar los caminos para vencerlos.

CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Las siguientes oportunidades de trabajo también pertenecen al campo de la química.

Ingeniero químico Licenciatura en ingeniería química.

Técnico de laboratorio químico Se requiere cursar un programa de capacitación de dos años.

Trabajador químico industrial Se requiere grado de preparatoria además de un entrenamiento práctico en el trabajo.

Química cotidiana

Moléculas que se bambolean

¿Con qué frecuencia calientas un bocadillo con microondas, es decir, en un horno de microondas? Tal vez tenías tanta hambre que no notaste que la comida estaba mucho más caliente que el plato o contenedor. Esta falta de atención al sobrecalentamiento de tu comida se demuestra por la frecuencia con que tienes que soplar sobre ella mientras esperas que se enfríe.

Calentando con microondas La radiación de microondas es una forma de energía electromagnética. La radiación que se produce en un horno de microondas tiene una longitud de 11.8 cm y una frecuencia de 2.45 mil millones de hertz (una forma más abreviada de escribir esta frecuencia es 2.45 gigahertz, o 2.45 GHz). La radiación viaja a través del espacio y de los materiales en forma de un campo electromagnético en movimiento; es decir, un campo que tiene un componente de campo eléctrico y un componente de campo magnético. La frecuencia de la onda es el número de oscilaciones u ondas en cada segundo. La frecuencia también es una medida de la energía de las ondas.

Las microondas tienen poco efecto sobre la mayoría de las moléculas. Sin embargo, el campo electromagnético oscilante de las microondas interacciona con moléculas polares cargadas positiva y negativamente. Como consecuencia, las moléculas cargadas empiezan a oscilar (se mueven hacia delante y hacia atrás). Las moléculas se mueven por estiramiento, traslación (movimiento lineal) y por rotación, como se muestra en la **figura 1**. Un movimiento mayor indica que las moléculas tienen mayor energía cinética. (La energía cinética es energía de movimiento y se relaciona directamente con la temperatura.) Cuando las microondas son absorbidas por productos que contienen moléculas polares de agua, la temperatura aumenta muy rápido, y el calor es transferido por conducción desde las moléculas de agua hacia otras partes del producto.

Descomposición por medio de microondas Si alguna vez utilizaste un rastrillo para sacar hojas secas, sabes que con un movimiento violento puedes separar cosas. Los investigadores están aplicando el mismo concepto para descomponer las moléculas de algunas sustancias tóxicas por medio de microondas. Las moléculas de compuestos tales como sulfuro de dihidrógeno, dióxido de azufre y dióxido de nitrógeno, que contribuyen a la contaminación del aire, son polares y se pueden descomponer en sus elementos no tóxicos mediante oscilaciones causadas por la radiación de microondas. Las oscilaciones pueden ser de una violencia tal, que rebasan las fuerzas de atracción entre los átomos de una molécula, lo que ocasiona que la molécula se descomponga. En este caso, la energía de las microondas ha vencido la energía del enlace químico. Está en proceso una investigación similar para emplear microondas para provocar reacciones entre compuestos tóxicos cuyas moléculas sean polares y otras sustancias, como oxígeno, para formar productos no tóxicos. Esta investigación está orientada a la búsqueda de un método que utilice microondas con un costo accesible para regular la contaminación del aire y eliminar los desechos peligrosos.

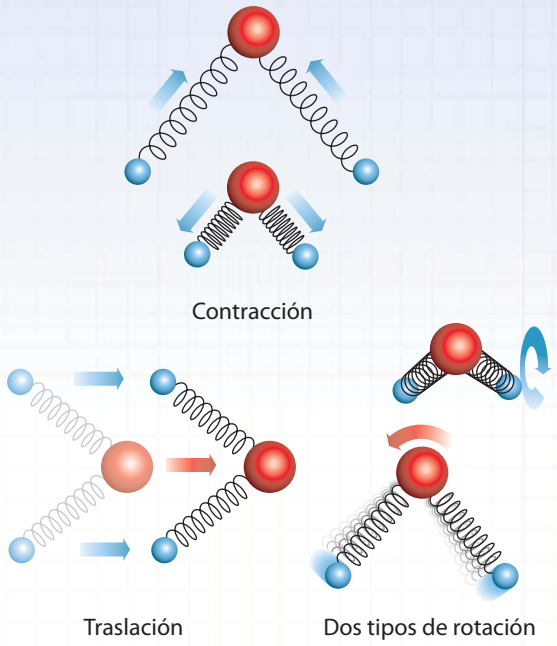


Figura 1 Tipos de movimiento molecular.

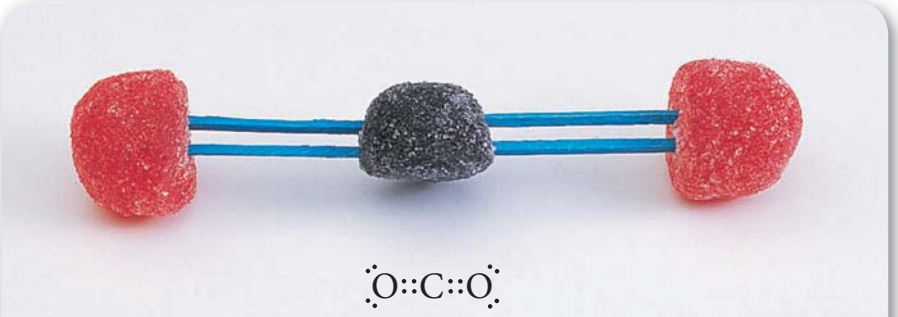
Explorando más

1. **Aplicaciones** ¿Por qué se puede usar la radiación de microondas para eliminar la toxicidad del triclorometano, $CHCl_3$, pero no la del tetraclorometano, CCl_4?
2. **Infiere** ¿Por qué en la mayoría de las instrucciones para procesar alimentos empacados que se pueden cocinar con microondas se especifica que después de cocinados se espere unos minutos antes de servirlos?

Dióxido de carbono ¿Todas las moléculas triatómicas se doblan como las moléculas de agua? Para averiguarlo, puedes modelar el dióxido de carbono, CO_2, como lo hiciste con el agua. Empieza por dibujar los diagramas de puntos de Lewis para los dos átomos. El carbono tiene cuatro electrones de valencia, y cada átomo de oxígeno tiene seis.

Para obtener un octeto estable de electrones, el átomo de carbono necesita cuatro electrones más, y cada átomo de oxígeno necesita otros dos. Por tanto, cada átomo de oxígeno debe compartir dos pares de electrones con el átomo de carbono. El enlace que se forma al compartir dos pares de electrones entre dos átomos se llama **enlace doble**, como se ilustra en el diagrama de puntos de Lewis del dióxido de carbono. Si cuentas todos los electrones, compartidos y no compartidos, alrededor de cada uno de los tres átomos, verás que cada uno tiene un octeto.

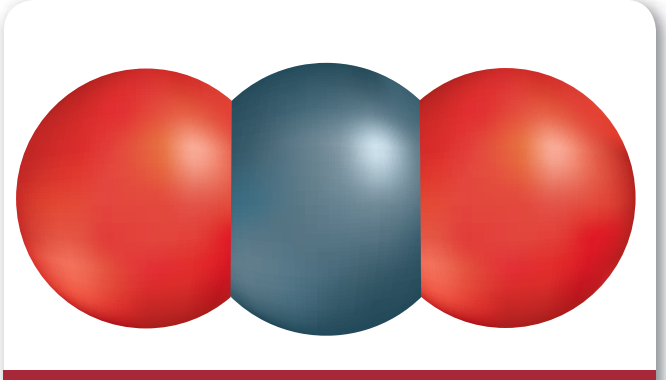
¿Cómo puedes determinar la configuración geométrica tridimensional de una molécula de dióxido de carbono? En primer lugar, observa la distribución de electrones alrededor del átomo central. Imagina a cada doble enlace como una nube de electrones compartidos. Alrededor del carbono existen dos nubes; por tanto, será necesario que te preguntes qué configuración geométrica coloca a las dos nubes electrónicas lo más separadas posible. La respuesta es simple: la configuración lineal, como se muestra en la **figura 9.16**. El modelo indica que los tres átomos del dióxido de carbono están distribuidos en línea recta. Los experimentos han demostrado que ésta es la estructura correcta del CO_2.



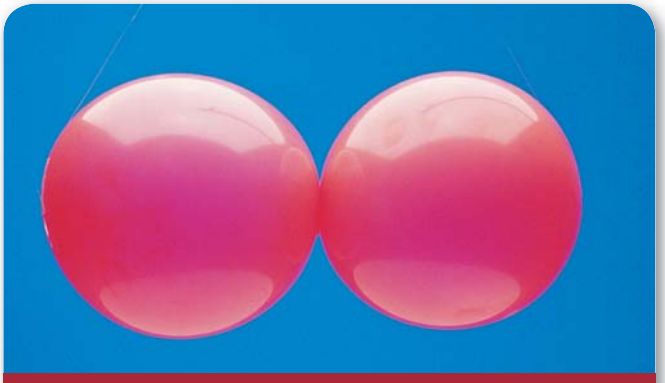
Modelo de goma de dulce

■ **Figura 9.16** Un modelo de goma de dulce del dióxido de carbono (CO_2) que predice una estructura lineal donde los enlaces C—O apuntan en direcciones contrarias. El modelo de CO_2 con espacios llenos es una buena representación de la molécula. El modelo del globo representa las nubes de electrones de enlace en cualquier lado del átomo de carbono.

Explica *¿Qué hace que la molécula de dióxido de carbono sea lineal?*



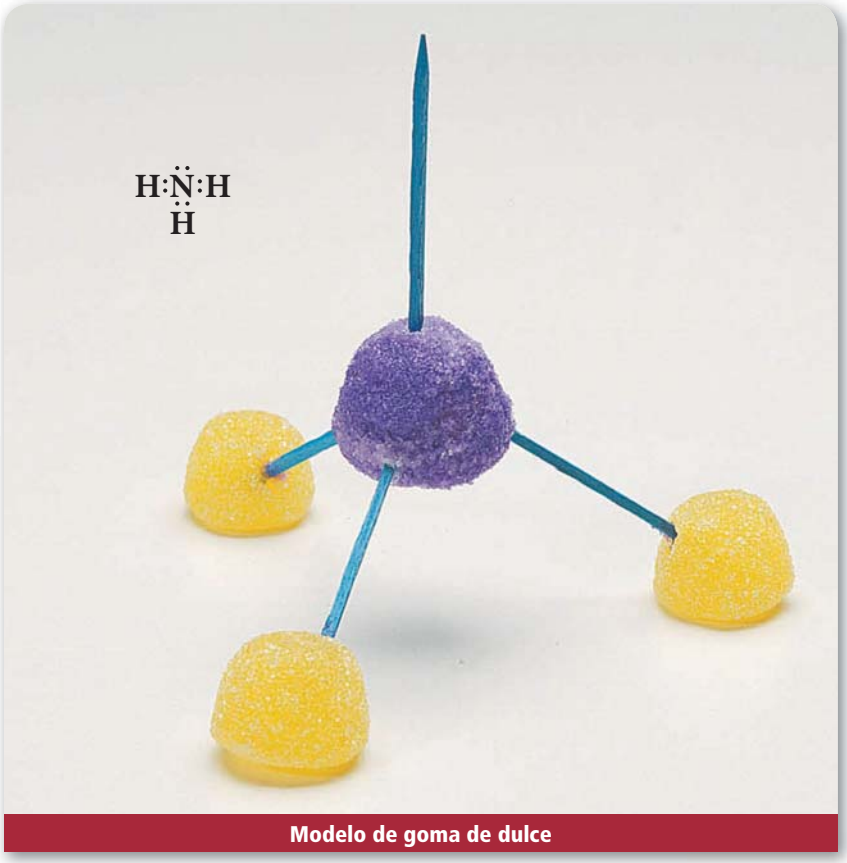
Modelo de espacios llenos



Modelo con globos

Modelo con globos

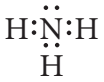
Modelo de espacios llenos



Modelo de goma de dulce

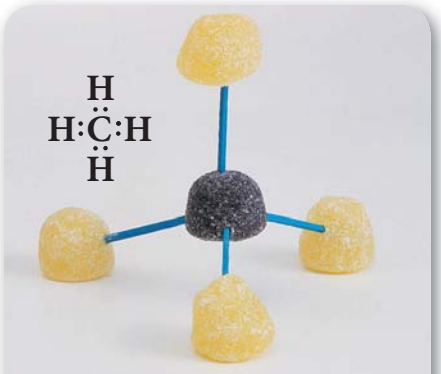
■ **Figura 9.17** El amoniaco tiene un par de electrones no compartido y tres pares de electrones de enlace. Cuando estos pares se distribuyen alrededor del átomo central, forman un tetraedro, pero la conformación geométrica de los cuatro átomos es una pirámide triangular. El par de electrones no compartido hace que los ángulos H—N—H del amoniaco sean de 107°, ligeramente menor que 109.5°, el ángulo tetraédrico predicho. La pirámide triangular se representa por las nubes de pares de electrones de enlace y no compartidos en los modelos con globos y de espacios llenos que aparecen arriba.

Amoniaco El amoniaco, NH_3, tiene tres enlaces desde el nitrógeno central hacia los átomos de hidrógeno. El nitrógeno tiene cinco electrones de valencia, y cada hidrógeno tiene un electrón. Cada uno de estos átomos comparte un par de electrones con el nitrógeno. Los dos electrones restantes del nitrógeno forman un par no enlazado. Este arreglo le da al nitrógeno un octeto completo de electrones.



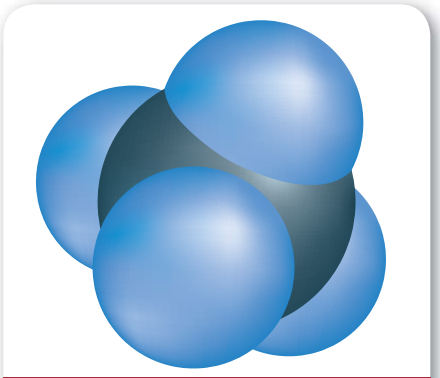
Cuenta el número de pares de electrones alrededor del átomo de nitrógeno central. Existen cuatro pares: tres pares enlazantes y un par no compartido. Los cuatro pares se esquivan entre ellos colocándose por sí mismos en un ordenamiento tetraédrico, igual que en la molécula del agua. Pero esta vez, tres de las posiciones son enlaces N—H, mientras que la cuarta es el par solitario. Así, los átomos del amoniaco forman una estructura de pirámide triangular. Los tres átomos de hidrógeno forman la base de la pirámide y el nitrógeno queda en el vértice, como se muestra en la **figura 9.17**. Tomando como base este ordenamiento, podrías predecir que el ángulo del enlace H—N—H es de 109.5°. La estructura determinada experimentalmente es una pirámide triangular con un ángulo de enlace de 107°.

Metano La geometría de una molécula de metano, CH_4, se muestra en la **figura 9.18**. El metano es el compuesto hidrocarbonado más simple. Los hidrocarburos son compuestos orgánicos constituidos tan sólo por hidrógeno y carbono. El diagrama de puntos de Lewis del metano consta de un átomo de carbono central con cuatro enlaces sencillos C—H.



Modelo de goma de dulce

Modelo con globos


Modelo de espacios llenos

Alrededor del átomo de carbono se distribuyen cuatro pares de electrones que forman un arreglo tetraédrico, igual que como están en las moléculas de agua y de amoniaco. En el metano, sin embargo, los cuatro pares están compartidos entre el átomo de carbono y los cuatro átomos de hidrógeno. Como no hay pares sin compartir que requieran espacio adicional, la estructura del metano es un tetraedro perfecto con ángulos de enlace de 109.5°.

Etano El etano, C_2H_6, es el segundo miembro de la serie hidrocarbonada conocida como alcanos. El metano es el primero y más simple de esta serie. Los alcanos son hidrocarburos que sólo contienen átomos de carbono e hidrógeno con enlaces sencillos entre todos los átomos. Una molécula de etano tiene dos átomos de carbono que se enlazan entre sí y con tres átomos de hidrógeno. El diagrama de puntos de Lewis del etano se muestra en la **figura 9.19**. Cada átomo de carbono tiene cuatro enlaces sencillos. Igual que en el metano que estudiamos antes, el ordenamiento de tetraedro de los pares de electrones de enlace alrededor de cada átomo de carbono le da más espacio a los electrones.

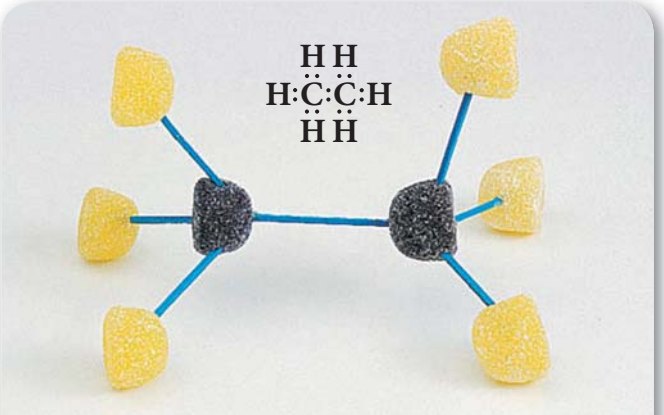
■ **Figura 9.18** Cada uno de los cuatro pares de electrones que están alrededor del átomo de carbono es un par enlazante C—H, por lo que la estructura es simétrica con todos los ángulos de enlace de 109.5°. El modelo de metano con espacios llenos exhibe la simetría de la molécula.

Concepts In Motion

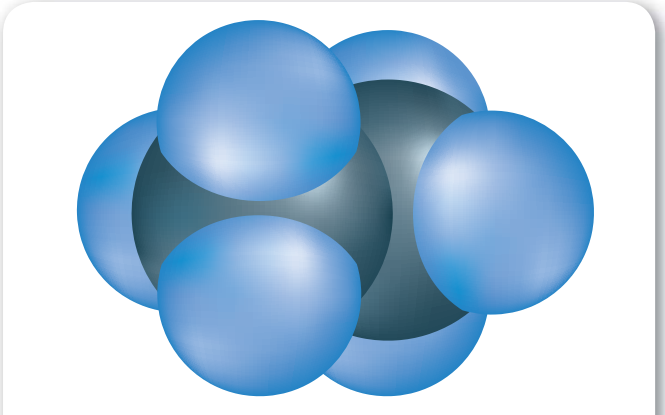
Interactive Figure Para ver una figura animada de las formas moleculares, visita **glencoe.com**.

■ **Figura 9.19** El ordenamiento geométrico de los átomos que están alrededor de cada átomo de carbono es tetraédrico. Todos los ángulos de enlace son de 109.5°, como se predice por su configuración. El modelo de goma de dulce y el de espacios llenos de etano muestran dos arreglos tetraédricos alrededor de los dos átomos de carbono.

Compara y contrasta *el modelo de espacios llenos de metano de la* ***figura 9.18*** *con el de etano.*



Modelo de goma de dulce

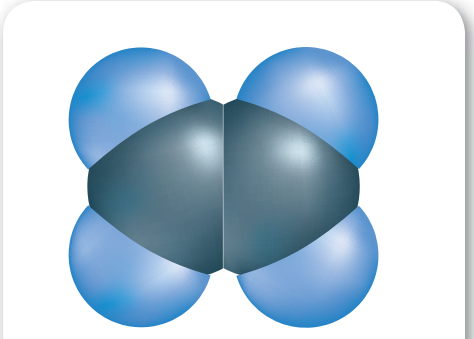

Modelo de espacios llenos

Eteno El eteno (C_2H_4) es el primer miembro de otra serie de hidrocarburos denominada alquenos. El eteno se relaciona con el etano, pero tiene cuatro hidrógenos en lugar de seis. El nombre común del eteno es etileno. Para que los átomos de carbono del eteno completen un octeto de electrones, debe existir un doble enlace entre los carbonos.

Cada átomo de carbono tiene tres enlaces: dos enlaces C—H y un doble enlace C═C. El arreglo espacial más eficiente para las tres nubes de electrones alrededor de un átomo central es un ordenamiento triangular plano, como se muestra en la **figura 9.20**. Todos los ángulos de los enlaces H—C—H y H—C—C son de 120°.

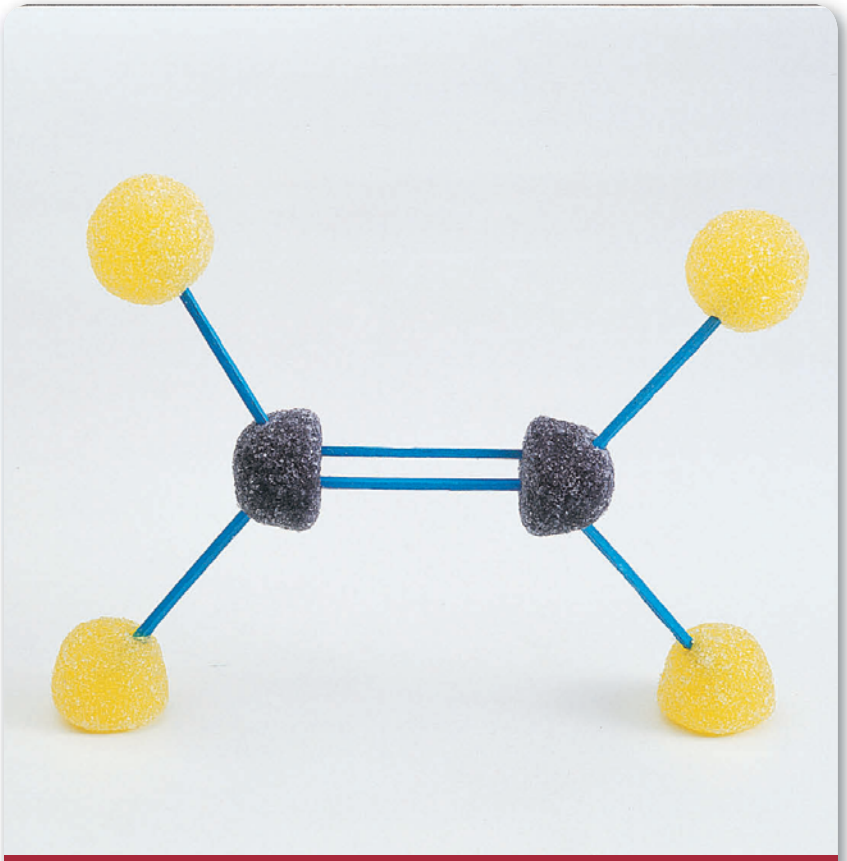
Cuando construiste el modelo del etano debes haber observado que las gomas de dulce pueden rotar libremente en torno al enlace sencillo C—C. Sin embargo, las gomas de dulce del eteno están fijas en torno al enlace doble C═C, no puedes hacer que roten. Además de observarse en el modelo, es una realidad en las moléculas. La geometría es rígida debido al enlace doble que existe entre los átomos de carbono.

El eteno, el alqueno más sencillo, es un compuesto de origen natural importante en el desarrollo de muchas plantas. Por ejemplo, tiene un papel importante en la caída de las hojas en algunos árboles antes del comienzo del invierno. El eteno también ocasiona la maduración de los frutos. Como se muestra en la **figura 9.20**, puedes aprovechar esta propiedad del eteno para hacer madurar la fruta. El eteno también se usa ampliamente en la industria petroquímica y es el ingrediente primario de muchos plásticos.



Modelo de espacios llenos

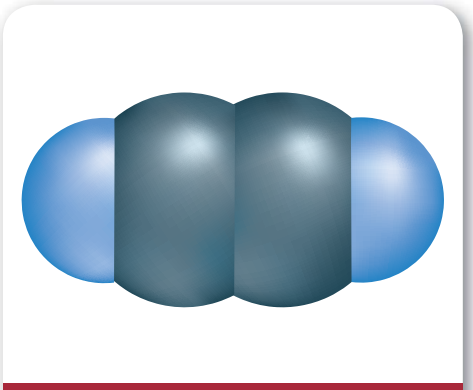
Maduración de futa



Modelo de goma de dulce

Figura 9.20 A semejanza del etano, el modelo de espacios llenos del eteno tiene dos centros geométricos. El ordenamiento de los átomos de hidrógeno alrededor de cada átomo de carbono del eteno es un arreglo triangular plano. Los seis átomos de carbono se sitúan en el mismo plano, como se ilustra en el modelo de goma de dulce, abajo. Puedes aprovechar en casa las propiedades del eteno para la maduración de fruta. Si colocas fruta no madura en una bolsa, el eteno liberado por la fruta se mantendrá dentro y se acelerará la maduración.

Modelo de goma de dulce



Modelo de espacios llenos

Etino El etino, que se muestra en la **figura 9.21**, es el primer miembro de una serie hidrocarbonada conocida como alquinos. Su fórmula es C_2H_2. Observa que el etino tiene dos átomos de carbono, igual que el etano y el eteno, pero sólo tiene dos hidrógenos. El etino se conoce más comúnmente como acetileno. Es el combustible que se utiliza en los sopletes para cortar acero.

Ya aprendiste que en el eteno, los dos átomos de carbono comparten dos pares de electrones en el doble enlace. En el etino, los átomos de carbono comparten tres pares de electrones para lograr el octeto estable. El enlace que se forma cuando dos átomos comparten tres pares de electrones se llama **triple enlace**.

Cada carbono tiene dos enlaces, un enlace sencillo C—H y un triple enlace C≡C, así que alrededor de cada átomo de carbono hay dos nubes de electrones. La configuración geométrica lineal coloca a las dos nubes de electrones tan alejadas como sea posible. En el etino, los cuatro átomos están dispuestos en una línea recta, así que el etino es una molécula lineal.

■ **Figura 9.21** El modelo muestra que la configuración geométrica del etino es lineal. El triple enlace otorga rigidez a la molécula. El modelo de etino con espacios llenos muestra el ordenamiento de las nubes de electrones. Cuando está combinado con un exceso de oxígeno, el etino arde con una flama caliente. Por ello se utiliza en los sopletes para soldar.

MiniLab 9.2

Modelos para moléculas

¿Cómo puedes modelar moléculas? La habilidad para construir e interpretar modelos es importante en la química. Este ejercicio te dará experiencia práctica con los modelos.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que usarás.
2. Consigue un **paquete de modelos** con tu profesor.
3. Dibuja el diagrama de puntos de Lewis de una de estas moléculas: H_2, HCl, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2.
4. Construye un modelo tridimensional de la molécula.
5. Dibuja un esbozo de la forma geométrica que predices de la molécula elegida.
6. Repite los pasos 3 a 5 para cada una de las moléculas de la lista.
7. Organiza tus resultados en una tabla que muestre la fórmula, el diagrama de puntos de Lewis y un dibujo de la geometría que esperas para cada molécula.

Análisis

1. **Explica** ¿De qué manera te ayuda la estructura de punto electrón de cada molécula a predecir su geometría?
2. **Resume** Escoge uno de los modelos asignados. ¿Cuántos pares de electrones no compartidos tiene? ¿Cuántos pares de enlaces hay?

Cromatografía

Muchas de las cosas interesantes de este mundo son las mezclas. La sangre, el polvo, el aire, una pizza —por nombrar algunas— son mezclas. Estas sustancias son complejas, y darse cuenta de esto las hace más interesantes. Los científicos han inventado formas para analizar las cosas complejas. Una de ellas es la cromatografía.

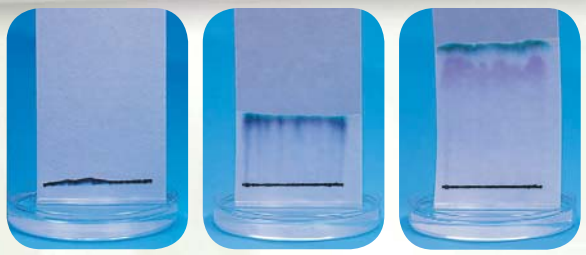
Ir con la corriente

El cartel mojado de la **figura 1** es un buen modelo de cromatografía. La cromatografía es una forma de separar una mezcla en la que se aprovecha la distinta capacidad de movimiento de los componentes a través de un material. La cromatografía implica dos fases: una estacionaria y una móvil. El movimiento de la fase móvil a través de la fase estacionaria permite que se produzca una separación. Como los componentes de una mezcla se mueven a distintas velocidades, es natural que se separe.

■ **Figura 1** La tinta del cartel se convierte en parte de la fase móvil cuando se disuelve en agua.

Cromatografía en papel

La cromatografía en papel es un tipo de cromatografía que se utiliza para separar mezclas de compuestos con color como se muestra en la **figura 2**. Como fase estacionaria se utiliza un papel poroso, y como fase móvil, agua o algún otro disolvente. Sobre el papel se traza una línea o un punto con la mezcla que se va a separar. El disolvente asciende a través del papel por acción capilar. Cuando el disolvente alcanza la mancha, la mezcla se disuelve en él.

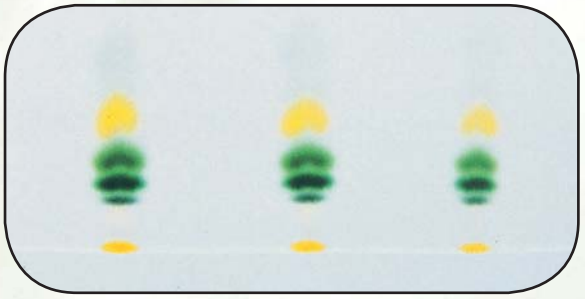


■ **Figura 2** La cromatografía en papel emplea la acción capilar para la separación de mezclas.

En ese momento los componentes de la mezcla empiezan a ascender sobre el papel junto con el disolvente. Aquellos componentes que tienen poca atracción por el papel se mueven casi tan rápido como el disolvente. Los componentes de la mezcla que tienen mayor atracción por el papel migran a menor velocidad. Las diferentes velocidades con las que se mueven los componentes, ocasiona que queden separados a distintas distancias. Si se cambia el disolvente, cambia el tipo de materiales que se separan.

Cromatografía en capa fina

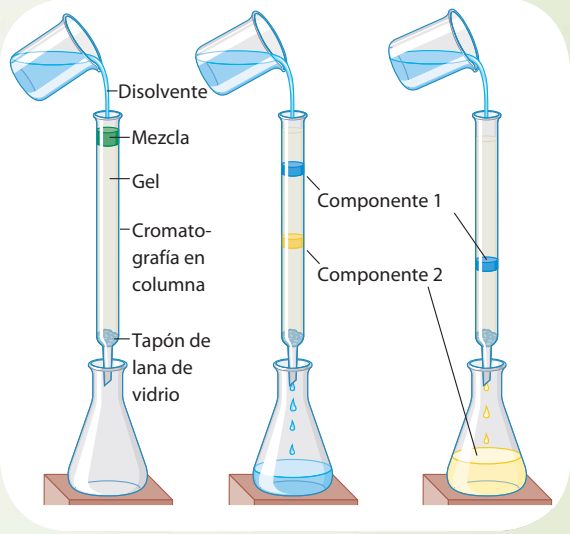
En este tipo de cromatografía, como se muestra en la **figura 3**, la fase estacionaria es una suspensión de un material como gel de sílice o celulosa en un disolvente. La suspensión se aplica como una fina cubierta sobre una placa de vidrio o de metal, que después se seca. La mezcla que se va a separar se aplica en el fondo de la placa, y ésta se coloca verticalmente en un disolvente. El vapor del disolvente o el líquido mismo actúan como la fase móvil.



■ **Figura 3** La cromatografía en capa fina usa material adsorbente para la separación de mezclas.

Cromatografía en gel

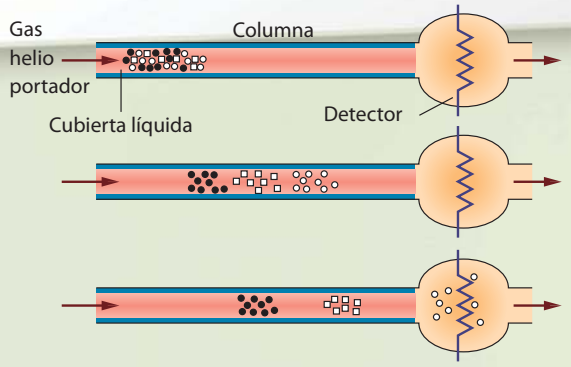
La cromatografía en gel como se muestra en la **figura 4**, se usa con frecuencia para aislar moléculas de los sistemas biológicos. La fase líquida acarrea las moléculas a través de una fase estacionaria de un gel poroso. El tamaño de los poros se puede fabricar con bastante precisión para determinar la migración de las moléculas a través del gel. Las moléculas grandes no pasan a través del gel. Como las moléculas más pequeñas permanecen más tiempo dentro de los poros que las moléculas medianas, tardan más en pasar a través de ellos. Esto permite que la cromatografía en gel se pueda utilizar para aislar moléculas de tamaño promedio que se encuentran en los materiales vivos.



■ **Figura 4** En la cromatografía en gel, la fase móvil viaja a través de una fase estacionaria de gel.

Cromatografía de gases

En la cromatografía de gases como se muestra en la **figura 5**, la fase móvil es un gas. La fase estacionaria es, casi siempre, una cubierta líquida depositada en el interior del tubo a través del cual migrará la mezcla, que por sí misma es una mezcla de gases. El helio es a menudo la fase móvil. La extensión con la que interactúan los componentes de una mezcla de gases con la cubierta del tubo determina sus velocidades de migración. Los componentes separados de la mezcla llegan al extremo del tubo en distintos momentos, y allí son analizados e identificados mediante un espectrómetro de luz o un espectrómetro de masas.



■ **Figura 5** La cromatografía de gases separa mezclas de gases y se basa en la atracción que tienen los componentes de la mezcla por el material que está dentro del tubo.

Los cromatógrafos de gases portátiles, utilizados junto con un espectrómetro de masas como se muestra en la **figura 6**, pueden analizar cantidades traza de gases que contribuyen a la contaminación del aire. Entre otras cosas, la cromatografía de gases es utilizada por los investigadores para analizar mezclas complejas de compuestos que constituyen los aromas y los sabores.

■ **Figura 6** El cromatógrafo de gases (izquierda) separa mezclas y el espectrómetro de masas (derecha) analiza e identifica los componentes.

Análisis de la tecnología

1. **Analiza** Indica cuál es la fase móvil y cuál es la fase estacionaria en el cartel mojado por la lluvia.
2. **Diseña** Elabora un método de laboratorio por medio del cual puedas obtener muestras puras de los componentes de una mezcla que ha sido separada por cromatografía en papel.

QUIMILAB

SEPARACIÓN DE LOS COLORES DE UN DULCE

Contexto

El colorante amarillo número 5 es un colorante artificial comestible aprobado por la FDA (por sus siglas en inglés, Food and Drug Administration), pero algunas personas son alérgicas a él. Muchos dulces contienen este colorante como parte de una mezcla que colorea los dulces. Las mezclas de colorantes se pueden extraer del dulce y separarse en sus componentes por medio de cromatografía en papel. El colorante amarillo comestible que puedes comprar en el almacén de abarrotes contiene amarillo número 5 y sirve como patrón de referencia.

Las separaciones por cromatografía en papel son posibles porque distintas sustancias tienen distintos grados de atracción por el papel. Cuanto mayor sea la afinidad de la sustancia por el papel, más lentamente se moverá con el disolvente.

Pregunta

¿Existen dulces con color que pueda comer una persona alérgica al amarillo número 5 sin que le cause daño?

Objetivos

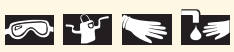
- **Observar** la separación de colores de mezclas de colorantes.
- **Interpretar** los datos para determinar cuáles dulces contienen amarillo número 5.

Preparación

Materiales

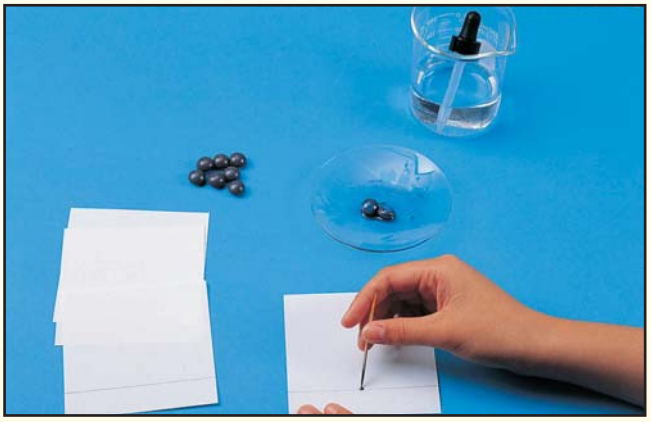
una pieza de papel filtro Whatman número 1 de 10 cm × 10 cm
un recipiente grande con tapa
dulce con color
colorante amarillo comestible
varilla de agitación
vidrio de reloj
agua
sal
palillos de dientes
un regla
lápiz

Medidas de seguridad



Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que usarás.
2. Construye una tabla de datos como la que se muestra en la sección Datos y observaciones.
3. Con un lápiz, traza una línea fina de unos 3 cm desde un extremo del trozo de papel filtro.
4. Vierte un poco de agua en la taza de plástico.
5. Sumerge la punta de un palillo en el agua.
6. Con la punta mojada del palillo humedece uno de los dulces para disolver parte de la cubierta de color.
7. Coloca la punta del palillo con el colorante sobre el filtro de papel para que se forme una mancha a través de la línea trazada con el lápiz como se muestra en la foto, abajo.



8. Humedece nuevamente la punta del palillo y moja la misma pieza de dulce para disolver más de la cubierta. Repite el paso 7 sobre la misma mancha. Vuelve a repetir este paso hasta que obtengas una mancha concentrada.
9. Con un nuevo palillo y agua limpia, repite los pasos 4 al 8 con un dulce de distinto color. Haz una nueva mancha para cada dulce y lleva un registro en tu tabla de datos.
10. Humedece un palillo nuevo en una gota del colorante amarillo comestible que se va a usar como patrón de referencia. Haz una mancha a través de la línea del lápiz y marca el sitio de esta mancha.

11. Enrolla con cuidado el papel en forma de cilindro. Las manchas deberán quedar en un extremo. Engrapa las orillas del papel evitando tocarlo.
12. Añade agua al recipiente hasta un nivel aproximado de 1.5 cm. Espolvoréalo con una pizca de sal. Agita la disolución con una varilla de vidrio.
13. Coloca el cilindro de papel filtro en el recipiente de manera que la orilla donde están las manchas quede muy cerca del fondo del recipiente. El nivel de agua debe estar por lo menos a 1 cm por debajo de la línea del lápiz. Si es necesario, ajusta la cantidad de agua y cierra la tapa.
14. Deja que el agua suba hasta llegar a una distancia de aproximadamente 1 cm de la orilla superior del papel filtro.
15. Saca con cuidado el papel filtro. Desdóblalo y marca con cuidado con un lápiz el borde del disolvente (el punto más alejado que recorrió el agua). Deja secar el papel sobre una toalla de papel.
16. Para cada pieza de dulce coloreado, mide la distancia desde la línea inicial de lápiz hasta el centro de cada mancha separada. Anota estos datos en tu tabla. Algunos dulces pueden tener más de una mancha.
17. Mide y registra la distancia desde la línea inicial de lápiz hasta la marca del borde del disolvente.
18. Anota la distancia desde la línea inicial trazada con lápiz hasta el centro de cada mancha separada de la mancha de amarillo número 5 de referencia.

Datos y observaciones

Distancia del solvente: _____ (distancia desde la primera marca de lápiz hasta el borde del disolvente)

Tabla de datos

Mancha original	Distancia (color 1)	Distancia (color 2)	Distancia (color 3)
Amarillo número 5 de referencia			
Dulce 1			

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta las observaciones** ¿Algunos de los dulces contienen amarillo número 5? ¿Cómo puedes saberlo?
2. **Compara y contrasta** ¿Algunos de los dulces contienen los mismos colorantes? Explica tu respuesta.
3. **Infiere** ¿Cuáles dulces se podrían comer sin que te causaran daño si fueras alérgico al amarillo número 5?

Aplicación y evaluación

1. **Analiza** ¿En qué proporción del papel están las sustancias con mayor atracción por él? Sabiendo que el componente más polar tendrá una mayor atracción por el papel, ¿qué conclusiones puedes sacar acerca de la polaridad de las moléculas de estos colorantes?
2. **Infiere** ¿Por qué era importante usar un lápiz en lugar de un bolígrafo para marcar el papel?
3. **Resume** ¿Por qué era importante hacer el experimento en un recipiente cerrado?
4. **Explica** ¿Qué hace que el agua suba por el papel?
5. **Concluye** ¿Cómo cambia la velocidad con la que sube el agua por el papel cuando llega a lo más alto de éste? Sugiere algunas razones por las que se produzca este cambio.

CONTINÚA INDAGANDO

Diseña una mejor forma de extraer el colorante del dulce y coloca una gota en el papel. Realiza la separación.

El agua sobre esta hoja forma gotas esféricas debido a que las moléculas de agua de la superficie de la gota sienten atracción por otras moléculas que están por debajo de ellas.

De igual manera, una gota de agua suspendida en el aire tiene forma esférica debido a que las moléculas de la superficie experimentan una atracción neta hacia el centro de la gota.

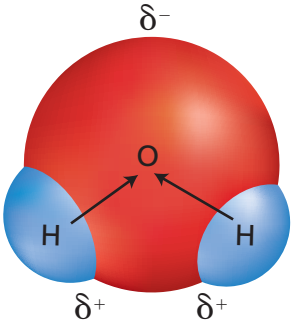
■ **Figura 9.22** Las moléculas de agua se atraen unas con otras porque tienen extremos positivo y negativo. Estas dos fotos ilustran el efecto de esta atracción en la forma de las gotas de agua.

Moléculas polares y no polares

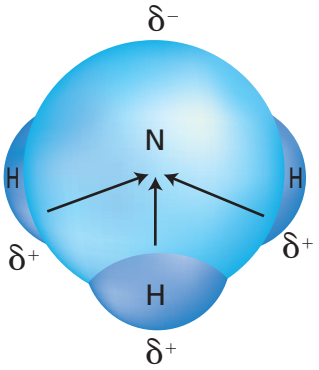
¿Alguna vez has sacado la ropa de la secadora y la has encontrado pegada por la estática? El pegado estático se produce debido a la atracción electrostática entre cargas positivas y negativas. Estas cargas se originan en otras fuentes, además de la acción de secar la ropa, y algunas propiedades físicas se pueden explicar con base en ellas. Por ejemplo, las moléculas de agua tienden a formar gotas sobre las superficies suaves, y las gotas de lluvia toman una forma esférica, como se muestra en la **figura 9.22**. ¿Por qué se adhieren las moléculas de agua para formar gotas? La razón es que las moléculas de agua tienen extremos positivo y negativo. Los extremos de las moléculas con cargas opuestas tienden a atraerse y las moléculas se pegan, como la ropa en la secadora. El agua es un ejemplo de cómo los enlaces polares y la geometría molecular actúan juntos para alterar las propiedades de los compuestos.

El agua: una molécula polar Al principio viste que la molécula de agua tiene una estructura doblada. La ΔEN del enlace O—H es de 1.4, por lo cual los dos enlaces O—H de una molécula de agua son polares. El extremo del oxígeno del enlace tiene una carga parcial negativa, mientras que el extremo del hidrógeno del enlace tiene una carga parcial positiva. Debido a su forma curvada, la molécula de agua como un todo tiene un polo negativo y uno positivo.

La molécula de agua es un ejemplo de cómo los enlaces polares, ordenados geométricamente de cierta manera, pueden generar una **molécula polar**, es decir, una molécula que tiene un polo positivo y uno negativo. Una molécula polar también se llama un dipolo. El agua se considera el disolvente universal por la facilidad con que disuelve otras moléculas polares, como la sacarosa (azúcar) y el amoniaco.



Los enlaces O—H de una molécula de agua son polares. Debido a la forma angular del agua, el extremo del hidrógeno de la molécula tiene una carga neta positiva y el extremo del oxígeno tiene una carga neta negativa.



Como el agua, una molécula de amoniaco tiene dos lados distintos. A causa de los enlaces polares, el lado del hidrógeno tiene una carga neta positiva y el lado del nitrógeno una carga neta negativa.

El amoniaco: otra molécula polar El amoniaco, NH_3, es otro ejemplo de una molécula con enlaces polares. El enlace N—H tiene una $\Delta EN = 0.9$. La geometría de una molécula de amoniaco es una pirámide triangular. Cuando los tres enlaces polares N—H se distribuyen de acuerdo con esta geometría, se forma una molécula polar. El centro de la carga neta positiva se localiza en la base de la pirámide, mientras que el centro de la carga negativa se ubica sobre el átomo de nitrógeno. En la **figura 9.23** se compara la distribución de cargas y la forma de las moléculas de agua y amoniaco.

El dióxido de carbono: una molécula no polar El dióxido de carbono es otra molécula con enlaces covalentes polares. La ΔEN del enlace C—O es de 1.0, así que la polaridad del enlace C—O de este compuesto es semejante a la del enlace N—H del amoniaco. Sin embargo, la geometría del CO_2 y del amoniaco es diferente. La forma de una molécula de CO_2 es lineal. La **figura 9.24** muestra que con los enlaces polares C═O de una molécula de CO_2 ordenados en línea recta, los efectos de estos dos enlaces se cancelan exactamente entre sí. Como consecuencia, en la molécula no existe separación de las cargas positiva y negativa. Por tanto, aunque el dióxido de carbono tiene enlaces covalentes polares relativamente fuertes, es una molécula no polar.

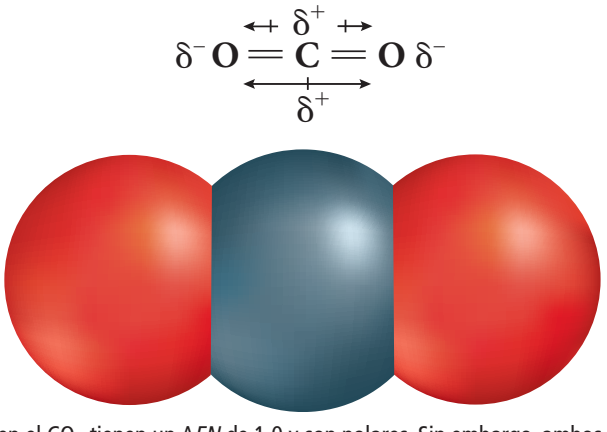
■ **Figura 9.23** El agua y el amoniaco son moléculas polares. En estos modelos, las flechas indican la dirección hacia la que son atraídos los electrones.

Explica ***cómo se distribuye la carga de una molécula de amoniaco como consecuencia de los enlaces polares.***

Química en línea

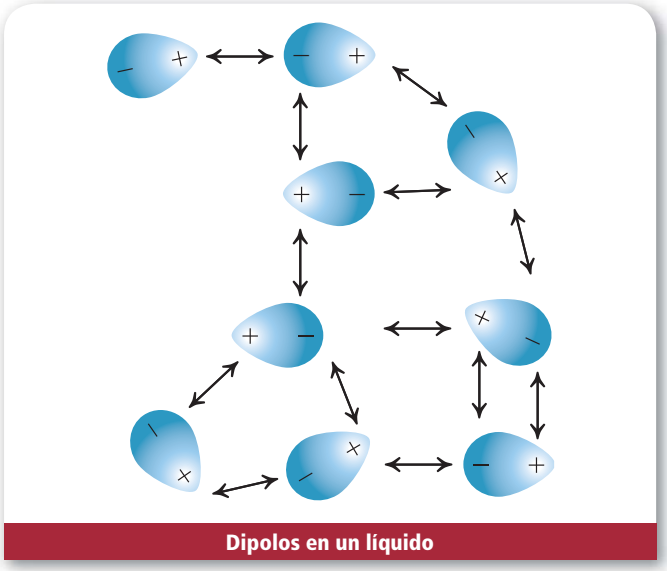
Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre las moléculas polares y no polares, visita glencoe.com.

■ **Figura 9.24** El dióxido de carbono es una molécula no polar. Por lo general los disolventes polares, como el agua, no disuelven a las sustancias no polares. Sin embargo, el CO_2, no polar, es ligeramente soluble en agua y sometido a presión, el CO_2 es más soluble.



Los enlaces en el CO_2 tienen un ΔEN de 1.0 y son polares. Sin embargo, ambos enlaces polares están en direcciones opuestas y, por tanto, se cancelan los efectos.

Una botella de gaseosa explota porque el CO_2 bajo presión añade efervescencia. Cuando abres una botella de bebida gaseosa, liberas la presión y el CO_2 escapa de la solución, a veces muy rápidamente.



■ **Figura 9.25** La fuerza entre las moléculas dipolo es una atracción del extremo positivo de un dipolo por el extremo negativo de otro dipolo. Aquí se representan las atracciones dipolo-dipolo en los líquidos y en los sólidos.

Comparación entre el metano y el agua Las moléculas polares se atraen entre sí porque tienen extremos positivo y negativo (dipolos). El diagrama de la **figura 9.25** muestra la forma en que interactúan los dipolos. Debido a esta atracción, las propiedades de las moléculas polares y de las no polares son distintas. Por ejemplo, los puntos de ebullición y de fusión de las sustancias polares tienden a ser mayores que los de las moléculas no polares del mismo tamaño.

Cuando comparas las propiedades físicas de la molécula polar del agua con las de la molécula no polar del metano, puedes ver diferencias importantes. Aunque el agua y el metano son casi del mismo tamaño y ambos compuestos tienen enlaces covalentes, el agua es un líquido a temperatura ambiente, mientras que el metano es un gas. En la **tabla 9.2** se comparan los puntos de fusión y de ebullición del agua y del metano. Observa que el punto de ebullición del agua es 261°C mayor que el del metano. Ésta es una evidencia macroscópica de las atracciones submicroscópicas que se producen entre las moléculas de agua.

Iones, moléculas polares y propiedades físicas

Recordarás del capítulo 4 que las interacciones submicroscópicas que se producen entre las partículas de una sustancia determinan muchas de sus propiedades macroscópicas físicas y químicas. Con respecto a los compuestos iónicos, la gran fuerza de atracción que une a los cationes y aniones en los cristales bien ordenados, mantiene las propiedades físicas de dichos compuestos con un margen de variabilidad relativamente restringido.

Tabla 9.2 **Comparación de temperaturas de fusión y de ebullición**

Compuesto	Punto de fusión	Punto de ebullición
Metano (no polar)	–183°C	–161°C
Agua (polar)	0°C	100°C

Por lo general los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente.

Los compuestos covalentes pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente.

En la **figura 9.26** se muestran algunos sólidos iónicos junto con algunos compuestos covalentes. Los compuestos iónicos tienden a presentar altos puntos de fusión debido a las fuertes atracciones entre sus iones con cargas contrarias. Por otro lado, el azúcar tiene enlaces covalentes, pero los enlaces covalentes polares originan interacciones relativamente fuertes que mantienen unidas a las moléculas en una estructura sólida cristalina a temperatura ambiente.

El agua (H_2O) tiene enlaces covalentes y es un líquido a temperatura ambiente. Como aprendiste en la **figura 9.10** en la página 309, el agua tiene un punto de ebullición mucho más alto que muchos compuestos semejantes porque los enlaces O—H son polares. El propano (C_3H_8) es la sustancia menos polar que se muestra en la **figura 9.26**. Entre las moléculas de propano sólo existen atracciones muy débiles. Como consecuencia, el propano es un gas a temperatura ambiente, pero se puede comprimir hasta obtener un líquido, para su transportación y almacenamiento.

■ **Figura 9.26** Los compuestos iónicos exhiben un margen más estrecho de propiedades físicas que los compuestos covalentes. Los compuestos iónicos tienden a ser sólidos quebradizos con puntos de fusión elevados. Las sustancias covalentes pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas a temperatura ambiente.

Conexión de ideas

Ya sea que utilices gomas de dulce, diagramas de puntos de Lewis, o supercomputadoras, la habilidad para modelar los enlaces entre los átomos es de gran utilidad. Al determinar la forma y la polaridad de una molécula, puedes predecir su comportamiento y propiedades. En el capítulo 10 aprenderás más acerca de las fuerzas que se ejercen entre las partículas y los efectos que tienen sobre el estado físico de las sustancias.

Sección 9.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Los pares de electrones alrededor del átomo central pueden ser pares libres (de no enlace) o pares de enlace.
- La polaridad de los enlaces y la forma de la molécula determinan si una molécula es polar o no polar.
- Las fuerzas entre las partículas determinan muchas de las propiedades físicas de las sustancias.

9. Idea PRINCIPAL **Infiere** El cloroformo, $CHCl_3$, es una molécula con estructura semejante a la del metano. ¿El cloroformo es una molécula polar o no polar?

10. Dibuja los diagramas de punto electrón para cada una de las moléculas siguientes:

a) PH_3 **c)** HBr
b) CCl_4 **d)** OCl_2

11. Describe la forma de cada molécula de la pregunta 10.

12. Compara ¿Cuál es la diferencia entre un enlace sencillo, un doble enlace y un triple enlace?

13. Aplica El azúcar, el agua y el amoniaco son todos covalentes. ¿Cómo demuestran estos compuestos la variedad de tipos de compuestos covalentes?

CAPÍTULO 9

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Los átomos se unen al compartir o transferir electrones.

Sección 9.1 Enlaces de los átomos

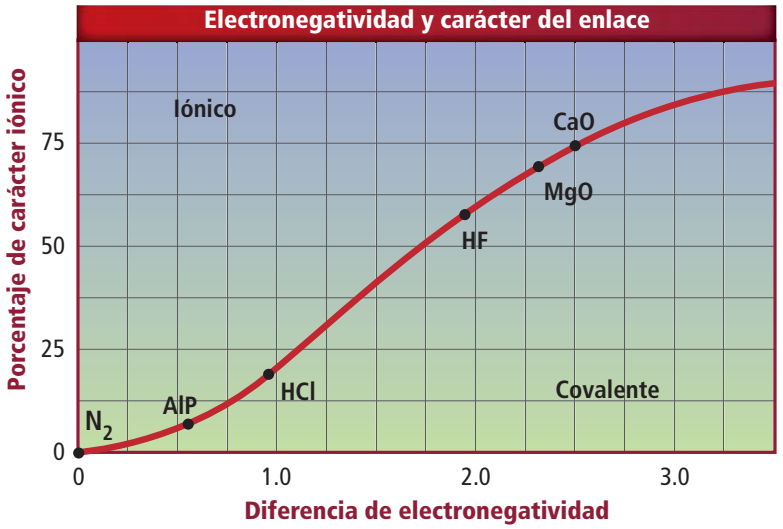
Idea PRINCIPAL La diferencia entre la electronegatividad de dos átomos determina el tipo de enlace que forman.

Vocabulario

- conductividad (p. 311)
- ductilidad (p. 311)
- efecto de pantalla (p. 302)
- electronegatividad (p. 301)
- enlace covalente polar (p. 308)
- enlace metálico (p. 311)
- maleabilidad (p. 311)

Conceptos clave

- El carácter del enlace varía desde el iónico hasta el covalente. No hay una división precisa entre los tipos de enlace.
- La electronegatividad, una medida de la atracción de un átomo por los electrones compartidos, se puede estimar a partir de la tabla periódica.
- La diferencia de electronegatividad (ΔEN) es una medida del grado de carácter iónico de un enlace.
- Se obtiene $\Delta EN = 2.0$ o mayor cuando los elementos forman enlaces iónicos, $\Delta EN = 0.5$ a 2.0 indica enlaces covalentes polares y $\Delta EN < 0.5$ indica enlaces covalentes.
- Los átomos metálicos se unen por compartición de un mar de electrones de valencia.



Sección 9.2 Forma molecular y polaridad

Idea PRINCIPAL La forma de una molécula y la polaridad de sus enlaces determinan si la molécula es polar.

Vocabulario

- doble enlace (p. 319)
- molécula polar (p. 328)
- triple enlace (p. 323)

Conceptos clave

- Los pares de electrones alrededor del átomo central pueden ser pares libres (de no enlace) o pares de enlace.
- La polaridad de los enlaces y la forma de la molécula determinan si una molécula es polar o no polar.
- Las fuerzas entre las partículas determinan muchas de las propiedades físicas de las sustancias.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

14. Clasifica cada uno de los siguientes enlaces como iónico, covalente o covalente polar.

a) Mg—O **c)** S—Cl
b) B—F **d)** Ti—Cl

15. ¿Qué significa un enlace covalente polar? ¿Un enlace covalente no polar?

16. Utilizando sólo la tabla periódica, clasifica estos enlaces de menor a mayor en ΔEN: O—F, P—F, F—F, Al—F, M—F, N—F, K—F. ¿Cuáles predices que serán enlaces iónicos? Revisa tu respuesta, calcula el ΔEN utilizando los datos de la **figura 9.2**.

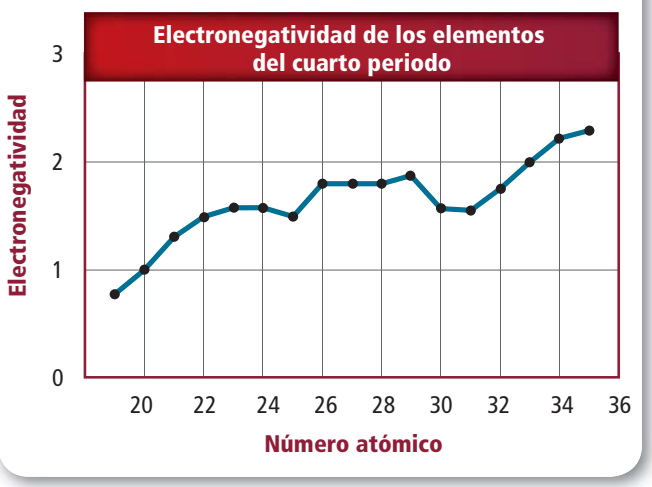
17. El monóxido de carbono (CO), ¿es una molécula polar o no polar? Explica tu respuesta.

18. ¿Qué es el efecto de pantalla? ¿Este efecto es más importante en el carbono o en el plomo? Explica tu respuesta.

19. ¿Qué evidencia experimental apoya el modelo del enlace metálico?

20. Con frecuencia, los compuestos que contienen el ion amonio se usan como fertilizantes. ¿Cuál es la geometría del ion amonio (NH_4^+)?

Figura 9.27



21. En la **figura 9.27**, que se muestra arriba, se muestra una gráfica de la electronegatividad contra el número atómico para los elementos del cuarto periodo. Describe la tendencia general en la electronegatividad a lo largo del periodo 4.

Aplicación de conceptos

22. El dióxido de azufre (SO_2) es un contaminante atmosférico que se forma cuando se quema carbón que contiene azufre. ¿Cuál es la geometría del dióxido de azufre? ¿La molécula de dióxido de azufre es polar o no polar?

Química y tecnología

23. ¿Qué técnica cromatográfica sería adecuada para separar una mezcla de hidrocarburos gaseosos?

Química cotidiana

24. Explica cómo se podrían utilizar las microondas, que cocinan los alimentos en los hornos de microondas para descomponer algunos contaminantes de la atmósfera. ¿Qué tipo de moléculas podrían descomponerse mediante este procedimiento?

Razonamiento crítico

Realiza predicciones

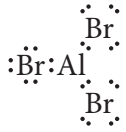
25. Tanto el etanol, un alcohol, como el dimetil éter, tienen la fórmula molecular C_2H_6O. Observa las fórmulas estructurales y dibuja los diagramas de puntos de Lewis de los dos compuestos. Utiliza tus diagramas para decidir si existe una diferencia en la polaridad de las dos moléculas. Explica tu respuesta.

Diseña un experimento

26. QuimiLab Un colorante verde se puede formar al mezclar un colorante amarillo con uno azul. ¿Cómo podrías determinar que un colorante es una mezcla de un colorante amarillo y uno azul o que es un colorante verde puro?

Realiza predicciones

27. MiniLab 2 Abajo se muestra la estructura de diagrama de puntos de Lewis del $AlBr_3$. ¿Cuál es la forma geométrica que predices de esta molécula?

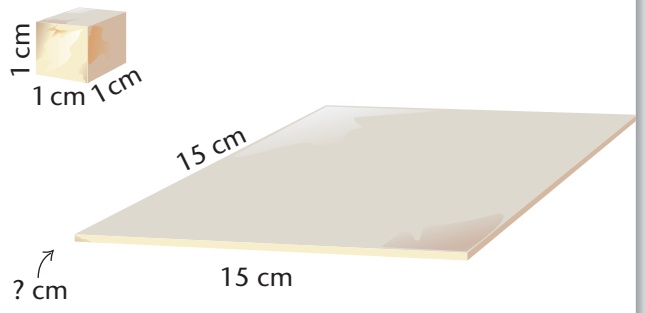


Capítulo 9 Evaluación

Revisión acumulativa

28. Imagina que tienes un cubo de oro que mide 1 cm de lado. Lo martillas para hacer un cuadrado que mida 15 cm de lado, como se muestra en la **figura 9.28**. ¿Cuál es el grosor promedio del cuadrado? (*Capítulo 3*)

Figura 9.28



29. El dióxido de carbono y el disulfuro de carbono tienen estructuras de punto de Lewis idénticas. ¿Por qué esto no es sorprendente? (*Capítulo 7*)

30. ¿El número de masa de un átomo cambia cuando éste forma un enlace químico? Explica tu respuesta. (*Capítulo 2*)

Prueba de habilidades

31. Organiza la información Completa la **tabla 9.3**. Dibuja los diagramas de puntos de Lewis para cada uno de los compuestos. *Sugerencia: inicia con el átomo de carbono en el centro*. Predice el ordenamiento geométrico de las nubes electrónicas alrededor del átomo central y utiliza esta predicción para determinar la geometría de la molécula. A partir de la geometría que predices, decide si la molécula es polar o no polar.

ESCRIBIENDO Química

32. Escoge una época en la carrera de Linus Pauling y averigua más acerca de ella. Localiza una publicación de Pauling de ese periodo de su vida y escribe un informe breve acerca de sus logros.

Resolución de problemas

33. El hidrocarburo pentano (C_5H_{12}) tiene tres estructuras diferentes, las cuales se denominan isómeros geométricos porque cada una tiene una forma distinta. Dibuja los diagramas de punto electrón de las tres posibles estructuras. Sustituye con una línea cada par de electrones.

Tabla 9.3 Geometría molecular y polaridad

Fórmula molecular	Diagrama de puntos de Lewis	Configuración geométrica de los pares de electrones alrededor del átomo central	Configuración geométrica molecular	Enlaces polares	Enlaces no polares	Molécula polar
H_2O		Tetraédrica	Curvada	O—H	Ninguno	Sí
CCl_4						
$CHCl_3$						
CH_2Cl_2						
CH_3Cl						
CH_4						

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Elemento	Electronegatividad (*EN*)
Litio	1.0
Hierro	1.8
Sulfuro	2.5
Nitrógeno	3.0
Oxígeno	3.5
Flúor	4.0

Utiliza la tabla para contestar las preguntas 1 a 4.

1. ¿Cuál es la Δ*EN* del enlace formado entre oxígeno y hierro?
a) 1.7 **b)** 1.8 **c)** 3.5 **d)** 5.3

2. ¿Qué par de elementos se combinarán para formar un compuesto iónico?
a) litio y hierro. **c)** litio y oxígeno.
b) oxígeno y hierro. **d)** flúor y oxígeno.

3. ¿Qué par de elementos se combinarán para formar un compuesto covalente?
a) litio y hierro. **c)** hierro y azufre.
b) flúor y litio. **d)** nitrógeno y oxígeno.

4. ¿Por qué el agua es una molécula polar?
a) La estructura curvada de una molécula de agua tiene un extremo negativo con oxígeno y un extremo positivo con hidrógeno.
b) La estructura curvada de una molécula de agua tiene un extremo negativo con hidrógeno y un extremo positivo con oxígeno.
c) Los átomos de hidrógeno y oxígeno en una molécula de agua forman una estructura tetraédrica.
d) Los átomos de hidrógeno y oxígeno en una molécula de agua forman una estructura lineal.

5. ¿Cuál es la forma de una molécula de dióxido de carbono?
a) estructura curvada. **c)** tetraédrica.
b) línea recta. **d)** ángulo recto.

Configuración electrónica de los halógenos	
Halógeno	**Configuración electrónica**
Flúor	2,7
Cloro	2,8,7
Bromo	2,8,18,7
Yodo	2,8,18,18,7
Astato	2,8,18,32,18,7

Utiliza la tabla para contestar las preguntas 6 y 7.

6. ¿Por qué los halógenos tienen un número de oxidación de –1?
a) Porque tienen dos electrones en su primer orbital.
b) Porque necesitan un electrón en su nivel electrónico más externo.
c) Porque pierden un electrón de uno de sus subniveles.
d) Porque necesitan un electrón en sus orbitales 2*p*.

7. ¿Qué tienen en común todos los halógenos?
a) Tienen el mismo número de electrones de valencia.
b) Tienen el mismo número de orbitales.
c) Tienen el mismo número de subniveles.
d) Tienen el mismo número de electrones en cada orbital.

8. Un rayo que cae sobre el agua generando hidrógeno y oxígeno gaseosos, es un ejemplo de una reacción de
a) síntesis. **c)** desplazamiento sencillo.
b) descomposición. **d)** desplazamiento doble.

9. El itrio, un elemento metálico con número atómico 39, formará
a) iones positivos.
b) iones negativos.
c) iones positivos y negativos.
d) no formará iones.

¿NECESITAS AYUDA?									
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Repasa la sección . . .	9.1	9.1	9.1	9.2	9.2	8.1	8.1	6.2	5.1

CAPÍTULO 10

La teoría cinética de la materia

GRAN Idea **La teoría cinética de la materia explica las propiedades de los sólidos, líquidos y gases.**

10.1 Comportamiento físico de la materia

Idea PRINCIPAL Los estados más comunes de la materia son sólido, líquido y gaseoso.

10.2 Energía y cambios de estado

Idea PRINCIPAL La materia cambia de estado cuando su energía aumenta o disminuye.

Hechos químicos

- Los macacos japoneses (*Macaca fuscata*) son famosos por visitar las aguas termales del centro de Japón durante el invierno.
- En esta foto están representados los tres estados del agua: sólido —la nieve en las rocas—, líquido —el agua de los manantiales— y gaseoso —el vapor invisible en el aire—.
- En un mismo lugar es posible encontrar agua en sus tres estados, gracias al viento frío y al calor geotérmico.

INTRO Lab

Temperatura y velocidad de mezclado

La velocidad promedio de las partículas cambia cuando se añade o se elimina calor, generando así un cambio de temperatura. Un aumento en la velocidad promedio de las partículas puede permitir que la mezcla de dos líquidos ocurra más rápido. ¿Cuál es la relación que existe entre temperatura y velocidad de mezclado?

Medidas de precaución

Materiales

- vaso de precipitados de 250 mL (3)
- 200 mL de agua muy fría
- 200 mL de agua a temperatura ambiente
- 200 mL de agua caliente
- termómetro
- gotero
- colorante vegetal

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Prepara los tres vasos de precipitados. Añade alrededor de 200 mL de agua helada al primero de ellos. Vierte un volumen semejante de agua a temperatura ambiente en el segundo vaso de precipitados, y de agua caliente en el tercero.
3. Utiliza el gotero para añadir una gota de colorante vegetal a cada uno de los vasos de precipitados. Observa durante 10 minutos los tres vasos de precipitados.

Análisis

1. **Describe** ¿Qué tan rápido se dispersó el colorante vegetal en el vaso de precipitados que contenía el agua fría? ¿En el agua a temperatura ambiente? ¿En el agua caliente?
2. **Explica** por qué la disolución es mejor en líquidos calientes que en líquidos fríos.

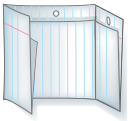
Indaga ¿Esperarías observar diferencias en los resultados si utilizases diferentes colorantes vegetales? ¿Cómo podrías hacer para probar si existen estas diferencias? Explica tu respuesta.

FOLDABLES® Organizador de estudio

Estados de la materia Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para ayudarte a hacer un resumen de la información sobre los tres estados más comunes de la materia.

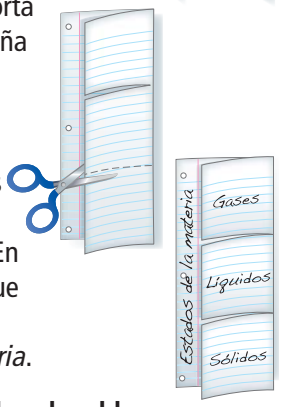
PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad por la parte más larga. Deja que la mitad de atrás sea alrededor de 2 cm más ancha que la mitad de delante.

PASO 2 Dobla en tres.



PASO 3 Desdobla y corta en los dobleces de la pestaña delantera de la hoja para dividirla en tres secciones.

PASO 4 Escribe en las tres secciones lo siguiente: *Gases*, *Líquidos* y *Sólidos*. En la pestaña sobresaliente que quedó en la parte de atrás, escribe *Estados de la materia*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en la sección 10.1** Conforme leas esta sección, resume con tus propias palabras la información sobre los tres estados más comunes de la materia.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts In Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), ***Estimación de temperaturas métricas***

Sección 10.1

Objetivos

- **Comparar** las características de un sólido, un líquido y un gas.
- **Relacionar** las propiedades de un sólido, un líquido y un gas con la teoría cinética de la materia.
- **Distinguir** entre un material amorfo, un cristal líquido y el plasma.

Revisión de vocabulario

molécula polar: una molécula que tiene un extremo negativo y otro positivo

Vocabulario nuevo

sólido
líquido
gas
movimiento browniano
teoría cinética de la materia
gas ideal
presión
red cristalina
sólido amorfo
cristal líquido
plasma

Comportamiento físico de la materia

Idea PRINCIPAL **Los estados más comunes de la materia son sólido, líquido y gaseoso.**

Vínculo con el mundo real Como sabes, la materia existe como gases, líquidos y sólidos, porque puedes oler el perfume de las flores, poner jugo de frutas en un vaso y apilar bloques de leña. ¿Cómo describirías las propiedades observables de un ponche de frutas, de los fuegos artificiales o del aroma de una flor?

Los estados de la materia

Imagínate tratando de exprimir tu libro en un frasco de jalea. No puede hacerse. Un **sólido** es rígido, con una forma definida, como se muestra en la **figura 10.1**. Los sólidos son rígidos porque los átomos, iones o moléculas que lo forman están en un lugar fijo. Como resultado, es muy difícil comprimir a los sólidos para que ocupen un volumen más pequeño. Cuando los sólidos se calientan, sus partículas vibran más, pero por lo general no se alejan mucho unas de otras. Es importante mantener en mente que los sólidos no están definidos por rigidez o dureza. Por ejemplo, a temperatura ambiente, tanto el concreto como la cera de velas son sólidos. Sin embargo, tienen una rigidez y una dureza muy diferente entre sí.

Las características de un líquido difieren mucho de las de un sólido. Un **líquido** es materia que se derrama, con un volumen definido, pero una forma indefinida. Como su forma es indefinida, un líquido adquiere la forma del recipiente que lo contiene, como se muestra en la **figura 10.2**. Si has derramado algo, habrás visto que las partículas de un líquido se pueden mover y deslizarse unas sobre otras. Puedes sentir cómo fluye un líquido colocándote bajo una regadera abierta. Los líquidos son similares a los sólidos en el hecho de que es muy difícil comprimir a sus partículas para que ocupen un menor volumen. Al igual que los sólidos, los líquidos generalmente se expanden cuando se calientan, pero sólo en una pequeña cantidad.

Figura 10.1 No importa si un sólido es natural, como este cristal, o producido, como el material de vidrio de laboratorio, un sólido es rígido: mantiene su forma. La mayoría de los elementos son sólidos a temperatura ambiente.

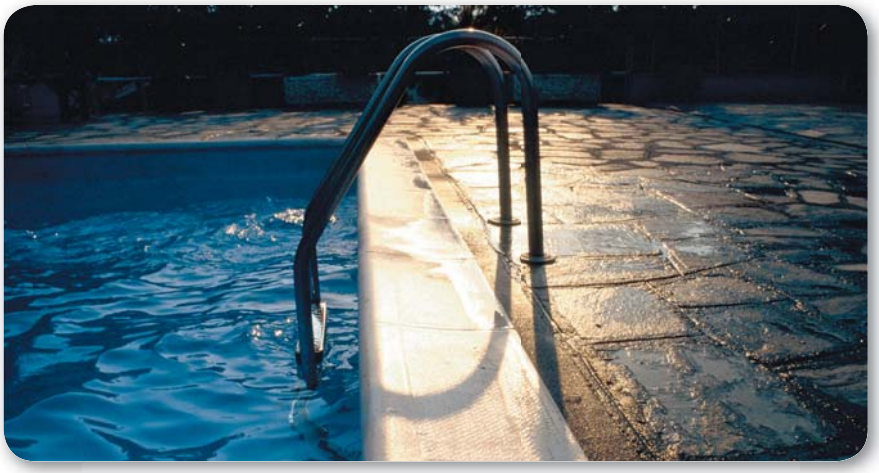


Figura 10.2 A diferencia de un sólido, un líquido toma la forma del recipiente que lo contiene. Cuando el agua está en la alberca, toma la forma establecida por las paredes y el fondo de la alberca. Si se derrama, se extiende formando un charco sin forma definida.

Lo mismo que en el caso de los líquidos, puedes sentir el flujo de los gases que forman la atmósfera si permaneces en la brisa. Por ejemplo, el flujo de un gas se siente diferente porque las partículas que lo forman están más alejadas que las de un líquido. Si inflas un globo o una llanta, observarás algunas propiedades importantes de los gases, como se muestra en la **figura 10.3**. A partir de estas observaciones te darás cuenta que un **gas** es materia que fluye, que se puede comprimir y que no tiene volumen ni forma definidos. Las partículas que forman un gas están mucho más alejadas entre sí que las que forman sólidos o líquidos y, por tanto, fácilmente se pueden empujar hasta acercarlas. Además, como respuesta a los cambios de temperatura, los gases se expanden y contraen mucho más rápido que los sólidos y líquidos.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

La teoría cinética de la materia

En 1827, Robert Brown, botánico escocés, estudiaba muestras de agua con un microscopio. Observó que los granos de polen suspendidos en el agua se movían continuamente, en direcciones irregulares. Brown repitió sus observaciones usando partículas de un colorante en agua y observó que también tenían un movimiento aleatorio. Este movimiento constante y aleatorio de minúsculas partículas de materia se llama **movimiento browniano**, en honor a Robert Brown.

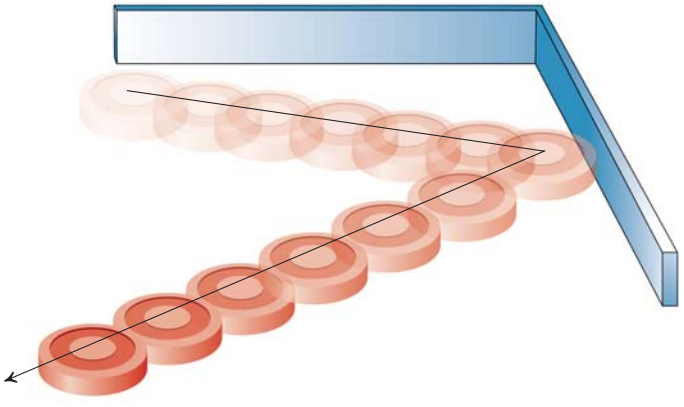
Figura 10.3 El aire llena completamente la bolsa. Cualquiera que sea la forma y el volumen de la bolsa, el aire, dentro de ella, se expande hasta llenarla. Si aprietas la bolsa, observarás que el aire, dentro de ella, se puede comprimir.

¿Sólo las moléculas de agua muestran un movimiento aleatorio? ¿Toda la materia está en movimiento? La **teoría cinética de la materia** (algunas veces llamada la teoría cinético-molecular) establece que las partículas submicroscópicas de toda la materia están en movimiento constante y aleatorio. La energía de los objetos en movimiento se llama energía cinética.

Modelo cinético de los gases De acuerdo con la teoría cinética, cada partícula de gas se mueve como el disco de hockey que se muestra en la **figura 10.4**. El disco se mueve en línea recta hasta que choca con el extremo de la cancha. De acuerdo con la teoría cinética, las partículas de una muestra de un gas están en movimiento aleatorio constante. De manera semejante, una partícula de gas puede cambiar de dirección cuando choca con el recipiente que la contiene o con otra partícula.

Postulados de la teoría cinética La teoría cinética hace algunas suposiciones más con respecto al movimiento de las partículas de un gas. Una de ellas consiste en considerar que las colisiones que ocurren entre las partículas son colisiones elásticas. La comparación del movimiento de las partículas de gas con el disco de hockey puede ayudarte a entender lo que son las colisiones elásticas. Esta analogía simplifica la teoría cinética ya que en el hockey, después de cada colisión con las paredes de la cancha de juego, el disco pierde velocidad porque parte de su energía se transfiere a la pared con la que colisiona. Cuando el disco pierde toda su energía cinética, deja de deslizarse. A diferencia del disco, las partículas de gas no pierden energía cinética cuando chocan con las paredes del recipiente que lo contiene o con otras partículas de gas. Las colisiones elásticas se definen como colisiones en las que no hay pérdida de energía cinética. La teoría cinética asume que las colisiones entre las partículas de un gas son colisiones elásticas.

Otras consideraciones que hace la teoría cinética tienen que ver con el tamaño de las partículas de gas y la distancia entre ellas. Las partículas de un gas son muy pequeñas y están separadas entre sí por distancias relativamente grandes de espacio vacío. Como resultado, la teoría cinética asume que el volumen que ocupan las partículas puede ser ignorado. Debido a la distancia entre las partículas y las velocidades a las que se mueven, la teoría cinética también considera que las partículas de un gas no experimentan fuerzas de atracción ni de repulsión.



Un disco de hockey viaja en línea recta hasta que choca con el borde de la cancha. Entonces, rebota en línea recta, pero en una nueva dirección.

De forma semejante, una partícula de gas se mueve a través del espacio del recipiente que lo contiene, en línea recta. La velocidad del disco de hockey es de alrededor de 1 m por segundo, mientras que la partícula de gas se mueve a una velocidad mucho mayor, de 10^2 a 10^3 m por segundo.

■ **Figura 10.4** La teoría cinética de la materia establece que las partículas submicroscópicas de materia se encuentran en movimiento aleatorio constante.

Gases ideales En general, las consideraciones que hace la teoría cinética sirven muy bien para describir a los gases reales. Un gas que se comporta conforme lo que establecen los postulados de la teoría cinética se llama un **gas ideal**. Con excepción de su comportamiento a muy bajas temperaturas o a presiones muy altas, la mayoría de los gases se comportan como gases ideales. Si piensas en las excepciones anteriores, podrás ver que son bastante lógicas: a temperaturas muy bajas y a presiones muy altas, las fuerzas entre las partículas y los tamaños de las propias partículas empiezan a tomar importancia. En esos casos, los gases no se comportan de acuerdo con las suposiciones de la teoría cinética; en otras palabras, los gases no se comportan como gases ideales.

Partículas de gas La teoría cinética explica por qué los gases llenan los recipientes que los contienen y por qué ejercen presión sobre las paredes del contenedor. En el mundo macroscópico, golpear una pelota de voleibol es un ejemplo de cómo puedes cambiar la dirección del movimiento. ¿Recuerdas el ardor que deja en tus manos la pelota de voleibol cuando la golpeas? Lo que sientes es la presión. La **presión** es una fuerza que actúa sobre una unidad de área de una superficie, es decir, por ejemplo, la fuerza por centímetro cuadrado. Así como la pelota de voleibol ejerce una fuerza sobre un centímetro cuadrado de tu piel, las partículas de un gas ejercen una fuerza sobre cada centímetro cuadrado de las paredes del recipiente que las contiene, cuando las paredes las desvían.

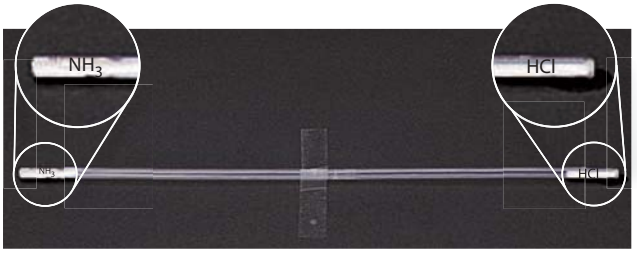
MiniLab 10.1

Velocidades de difusión

¿Qué puedes deducir sobre dos gases moleculares al observar el resultado de su movimiento a través del aire?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Forma un tubo juntando los extremos de dos **popotes transparentes**.
3. **Pega** el tubo en una superficie negra, de forma horizontal. Marca un extremo del tubo como "NH_3" y el otro como "HCl".
4. Corta un **trozo de algodón** a la mitad con unas **tijeras**, y enrolla en el extremo de cada uno **cinta adhesiva** del grosor suficiente para sellar el tubo.
5. Pide a tu profesor recipientes de **soluciones concentradas de hidróxido de amonio**, **NH_3**, y de **ácido clorhídrico**, **HCl**. **PRECAUCIÓN:** ***Ambas soluciones pueden dañar los ojos, la piel y la ropa. Úsalas con cuidado. Si hubiera algún contacto con la piel o algún derrame, avisa inmediatamente a tu profesor.***
6. Sumerge un trozo de algodón en el amoniaco y el otro en el ácido clorhídrico. El algodón debe quedar saturado, pero no debe gotear.



7. Inserta los algodones como tapones en el extremo correspondiente del tubo, de manera simultánea, presionándolos de forma que los extremos del tubo queden sellados, como se muestra aquí.
8. No empujes o muevas los tapones. Después de unos segundos, observa cuidadosamente el anillo blanco de cloruro de amonio (NH_4Cl), el producto de reacción.
9. Mide y anota la distancia desde cada uno de los tapones de algodón hasta el anillo de cloruro de amonio.

Análisis

1. **Describe** el movimiento de los dos gases.
2. **Sugiere** una explicación para la diferencia en la velocidad de difusión de los gases.

■ **Figura 10.5** La fuerza de la tapa de la botella sobre la palma de la mano, causada por tres botellas de 2 L, apenas iguala la fuerza que los gases de la atmósfera ejercen sobre la misma área de la piel. Por supuesto, la presión de las tres botellas en la mano de esta persona es adicional a la presión atmosférica normal.

Inflar un globo es una manera fácil en la que te puedes dar cuenta de la presión que ejercen las partículas de gas. La presión que ejerce el aire dentro de un globo es la fuerza que lo mantiene inflado. Si la fuerza es demasiado grande, el globo se reventará. Puedes sentir esta fuerza al comprimir ligeramente un globo inflado o una pelota.

Atmósfera terrestre y presión La atmósfera terrestre, que es una mezcla de gases, también ejerce presión. La presión atmosférica es causada por el movimiento constante de las moléculas y los átomos del aire. La presión atmosférica se refiere a la columna de aire que está encima de ti. Esto explica por qué la presión de aire se reduce cuando ganas altura y se incrementa cuando pierdes altura. La **figura 10.5** ilustra una aproximación de la presión atmosférica a nivel del mar.

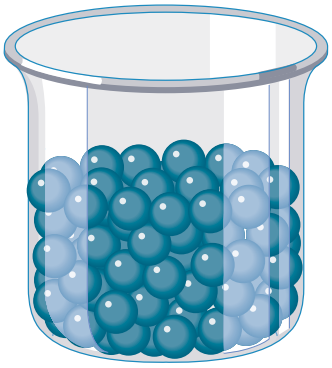
Los seres humanos y otras formas de vida en la Tierra se han adaptado a la presión atmosférica. Somos sensibles sólo a cambios en la presión. Esto explica por qué no te percatas, en realidad, de la presión atmosférica en la que estás inmerso durante toda tu vida, pero sí podrías percibir la presión aproximadamente equivalente a la presión atmosférica que ejercen las botellas si intentases el sencillo experimento planteado en la **figura 10.5**.

El modelo cinético de los líquidos

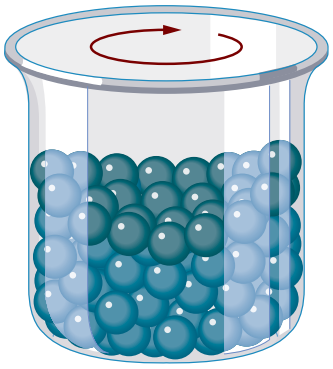
Lo mismo que el deslizamiento de un disco de hockey representa el modelo de una partícula de gas que rebota, en la **figura 10.6** se muestra que unas canicas en un vaso de precipitados representa un modelo de cierto comportamiento de los líquidos. Cuando los líquidos forman un charco, las fuerzas interpartículas mantienen su volumen, pero no su forma. Las partículas de un líquido se deslizan entre sí, pero están tan cerca que no se mueven en línea recta ni se deslizan como un disco de hockey. Cuando tratas de caminar por una acera llena de gente, tampoco puedes moverte con rapidez en línea recta.

■ **Figura 10.6** Estas esferas magnetizadas dentro de un vaso de precipitados son un buen modelo para representar algunas de las características del comportamiento de los líquidos.

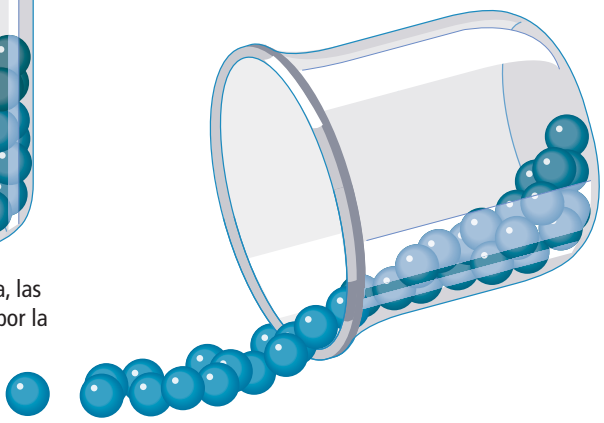
Describe ***cómo es que las canicas magnetizadas representan el comportamiento de los líquidos.***



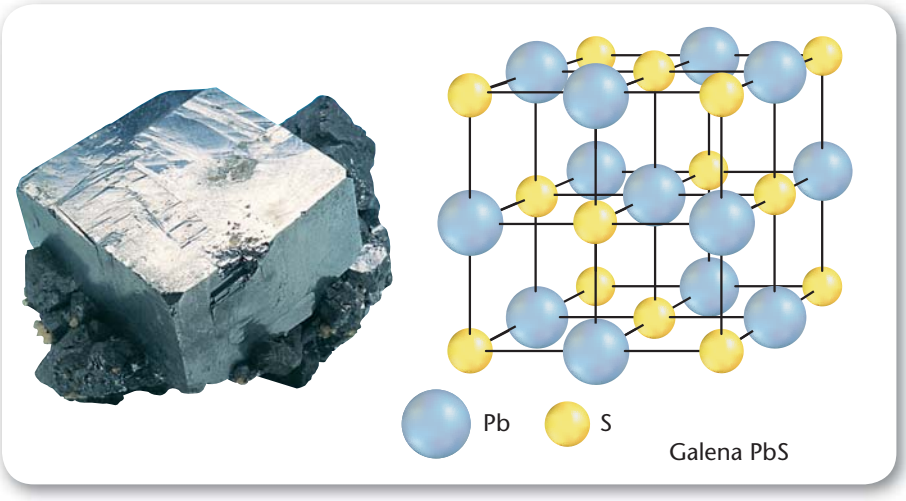
Las canicas magnetizadas se esparcen hasta llenar el fondo del recipiente. El volumen que ocupan no puede reducirse.



Cuando el recipiente se vuelca, las canicas magnetizadas fluyen por la mesa.



Cuando se hace girar el recipiente, las canicas se mueven en forma circular.



■ **Figura 10.7** Las redes cristalinas se repiten a través de todo el sólido. Aquí se muestra la red cristalina del sulfuro de plomo(II), que se encuentra en el mineral galena.

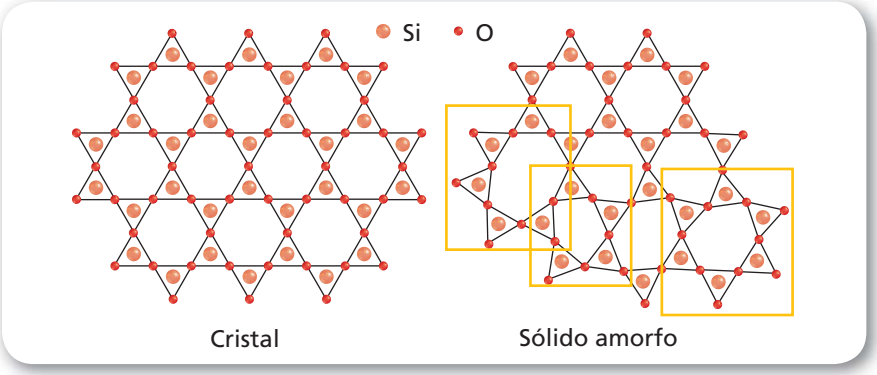
Compara *cómo están ordenadas las partículas en un líquido y en un sólido.*

El modelo cinético de los sólidos De acuerdo con la teoría cinética, las grandes fuerzas entre las partículas explican la estructura rígida de los sólidos. Las partículas de un sólido no se pueden deslizar unas sobre otras, pero están en movimiento constante, rebotando contra las partículas vecinas. En un sólido, las partículas ocupan posiciones fijas según un ordenamiento tridimensional bien definido llamado **red cristalina**. Este ordenamiento se repite a través de todo el sólido, como se muestra en la **figura 10.7**.

Otras formas de la materia

Algunas formas de la materia no pueden describirse como sólido, líquido o gas. En ocasiones se presentan como sólidos o como gases, pero algunas veces se comportan como un líquido. Estas formas de la materia son cristales líquidos, materiales amorfos y plasmas.

Sólidos amorfos ¿La mantequilla de cacahuate que pones en el pan es un sólido? ¿La cera de las velas? Pese a que estos materiales tienen forma y volumen fijos, no se clasifican como sólidos, sino como sólidos amorfos. Un **solido amorfo** tiene una red cristalina fortuita, desarticulada e incompleta. Las ceras y el algodón de dulce son ejemplos cotidianos de sólidos amorfos. El vidrio es otro buen ejemplo de un sólido amorfo de uso cotidiano. Aunque hay muchos tipos distintos de vidrio, algunos de ellos están hechos por completo de dióxido de silicio (SiO_2), que puede presentarse tanto en forma cristalina como en amorfa. La **figura 10.8** ilustra la diferencia entre el dióxido cristalino de silicio y el dióxido amorfo de silicio.



■ **Figura 10.8** El dióxido de silicio cristalino, SiO_2, tiene una estructura regular de panal. Si se funde y luego se enfría rápidamente, el dióxido de silicio pierde su regularidad y se convierte en un material amorfo.

Conexión con el Arte

Esculturas de vidrio

En 1976, un accidente automovilístico le costó la pérdida del ojo izquierdo a Dale Chihuly. Puedes pensar que este accidente terminó con la carrera del artista, que fundó el Centro de Vidrio Pilchuck, una escuela para la enseñanza de la artesanía del vidrio, en Stanwood, Washington, en 1971. A pesar de que Chihuly perdió la percepción de profundidad y, por tanto, no podía soplar el vidrio con seguridad, continuó en la enseñanza e interesó a otras personas en el arte del vidrio soplado.

Convirtiendo el vidrio en arte El soplado de vidrio se desarrolló en Siria, durante la primera mitad del siglo I d.C. Se producían contenedores de vidrio para uso cotidiano y de lujo. Actualmente, las esculturas de vidrio soplado de Chihuly, mostradas en la **figura 1**, son piezas de arte muy costosas. Chihuly empieza por dibujar un diseño. Uno de sus estudiantes o empleados, como se muestra en la **figura 2**, se encarga de soplar el vidrio para cumplir con las especificaciones del diseño. El encargado de soplar el vidrio introduce un tubo de hierro en el vidrio fundido y sopla hasta formar una burbuja grande de vidrio. Cuando la burbuja tiene el tamaño deseado, se retira del horno y se hace rodar sobre polvo de vidrio coloreado que se adhiere a la superficie. Las diferentes capas de vidrio coloreado se funden cuando el vidrio se calienta de nuevo en el horno.

Para seguir con la transformación de la burbuja, se sigue soplando aire dentro de ella y se la moldea cuidadosamente jalando, empujando, y calentando de nuevo en el horno. Cuando se enfría se convierte en una obra de arte, una asombrosa maravilla de la creatividad humana.

Figura 1 Figuras de vidrio de Chihuly.

Figura 2 Chihuly y sus estudiantes creando esculturas de vidrio.

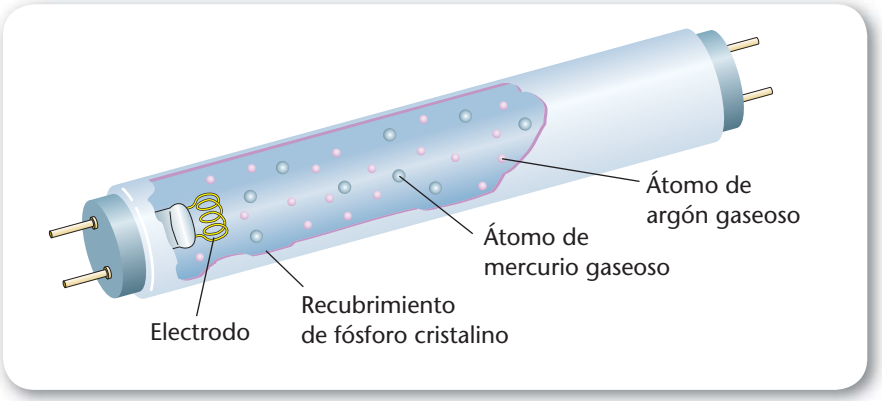
Haciendo el vidrio Hay dos tipos de vidrio que se utilizan para hacer esculturas: el vidrio de silicato sódico con calcio y el vidrio de plomo. El vidrio de silicato sódico con calcio es el vidrio más utilizado en el mundo, y se emplea para hacer ventanas, botellas, jarras y focos. Este tipo de vidrio está compuesto de alrededor de 66 por ciento de arena (SiO_2, sílice), 15 por ciento de óxido de sodio (Na_2O) o carbonato de sodio (Na_2CO_3), y 10 por ciento de óxido de calcio (CaO) o carbonato de calcio ($CaCO_3$). Su precio es muy bajo y es muy fácil de fundir y moldear. Por tanto, resulta ideal para su uso en muchas aplicaciones, incluyendo el arte. El vidrio de plomo se obtiene cuando se reemplazan los compuestos de sodio y calcio por óxido de plomo (PbO).

El vidrio de plomo es más caro que el vidrio de silicato sódico y calcio. Sin embargo, es mucho más fácil de fundir y moldear, y tiene un índice de refracción alto, lo que le da al vidrio claridad y brillo. Además es más blando que la mayoría de los vidrios, gracias a lo cual es más fácil de cortar, grabar y pulir. El vidrio de plomo también se utiliza para hacer cristalería fina, objetos de vidrio cortado y arte.

Cuando se funden, todos los vidrios toman una apariencia de jarabe de azúcar, justo como el que podrías cocinar en tu estufa para hacer caramelos. Para hacer vidrio, los ingredientes se calientan en un horno hasta que se funden para formar una masa espesa como jarabe. Cuando esta masa se enfría, se endurece sin formar cristales, convirtiéndose así en un sólido amorfo.

Conexión con la Química

1. **Aplica** ¿Cuáles propiedades del vidrio lo hacen ideal para soplarlo y darle forma?
2. **Razonamiento crítico** ¿Por qué es científicamente incorrecto dar el nombre de copa de cristal a una copa de vidrio?



■ **Figura 10.9** Cuando una pequeña corriente eléctrica calienta el electrodo, algunos electrones de éste adquieren suficiente energía para abandonar la superficie y chocar con moléculas del argón gaseoso, que se ioniza. A medida que se liberan más electrones, también se ionizan algunos átomos de mercurio, con lo cual se forma el plasma. Los electrones y los iones mercurio chocan con los átomos de mercurio y sus electrones, excitados, adquieren mayores niveles energéticos. Cuando los electrones excitados regresan a niveles energéticos inferiores, liberan energía en forma de luz ultravioleta invisible. El recubrimiento de los focos fluorescentes absorbe la luz ultravioleta y genera radiación de luz visible.

Cristales líquidos Cuando un sólido se funde, se desintegran sus redes cristalinas y sus partículas pierden su patrón tridimensional. Sin embargo, cuando algunos materiales, llamados **cristales líquidos**, se funden, pierden su organización rígida sólo en una o dos dimensiones. Las fuerzas interpartículas de un cristal líquido son débiles y su ordenamiento se rompe con facilidad. Cuando se rompe la red, el cristal puede fluir como un líquido. Se usan pantallas de cristales líquidos (LCD, por sus siglas en inglés) en relojes, termómetros, calculadoras y computadoras portátiles, porque los cristales líquidos cambian de color a temperaturas específicas.

Plasmas La forma más común de la materia en el universo, pero menos común en la Tierra, es el plasma. El Sol y otras estrellas están formados por plasma. También puede encontrarse plasma en las luces fluorescentes, **figura 10.9**. Un **plasma** es un gas ionizado. Puede conducir la corriente eléctrica pero, igual que un alambre conductor común, es eléctricamente neutro porque contiene el mismo número de electrones libres que de iones positivos. El plasma se forma a temperatura muy elevada, cuando la materia absorbe energía y se separa formando iones positivos y electrones o, en algunas ocasiones, núcleos atómicos y electrones libres. En las estrellas, la energía que ioniza los gases se produce como consecuencia de reacciones de fusión nuclear.

Sección 10.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Los tres estados más comunes de la materia son el sólido, el líquido y el gaseoso.
- La teoría cinética de la materia establece que las partículas de materia están en movimiento constante.
- Las fuerzas entre partículas determinan si una sustancia sometida a condiciones particulares de temperatura y presión es un sólido, un líquido o un gas.
- El plasma, el cuarto estado de la materia, es el estado de la materia más abundante en el universo, pero el menos frecuente en la Tierra.

1. Idea PRINCIPAL **Analiza y compara** la estructura y forma de los líquidos y gases en términos del espacio y movimiento de sus partículas.
2. **Describe** ¿Cómo se comportan las partículas de un gas ideal?
3. **Explica** ¿Por qué se dice que el plasma es un estado de la materia de alta energía?
4. **Identifica** ¿Cómo varía la energía cinética de las partículas en función de la temperatura?
5. **Explica** ¿Cómo podrían cambiarse los focos de luz fluorescentes para suministrar el alumbrado exterior en las regiones azul y roja del espectro visible para favorecer el cultivo de plantas?
6. **Define** qué es un plasma y describe algunas de sus propiedades. ¿Dónde se pueden encontrar plasmas en el universo? ¿Dónde se pueden encontrar plasmas en la Tierra?

Sección 10.2

Objetivos

- **Interpretar** los cambios de temperatura y los cambios de estado de una sustancia de acuerdo con la teoría cinética de la materia.
- **Relacionar** las escalas Kelvin y Celsius de la temperatura.
- **Analizar** los efectos de la temperatura y la presión en los cambios de estado.

Revisión de vocabulario

movimiento browniano: movimiento constante y al azar de pequeños pedazos de materia, suspendidos en un líquido o un gas

Vocabulario nuevo

temperatura
cero absoluto
escala Kelvin
kelvin (K)
difusión
evaporación
sublimación
condensación
deposición
presión de vapor
punto de ebullición
joule (J)
calor de evaporación
punto de fusión
punto de congelamiento
calor de fusión

Energía y cambios de estado

Idea PRINCIPAL **La materia cambia de estado cuando su energía aumenta o disminuye.**

Vínculo con el mundo real ¿Alguna vez se te ha olvidado lavar los platos de la cena antes de ir a dormir? A la mañana siguiente los restos de comida se habrán secado y endurecido en los platos. Es tiempo de lavar los platos. ¿Usarías agua caliente o fría?

La temperatura y la energía cinética

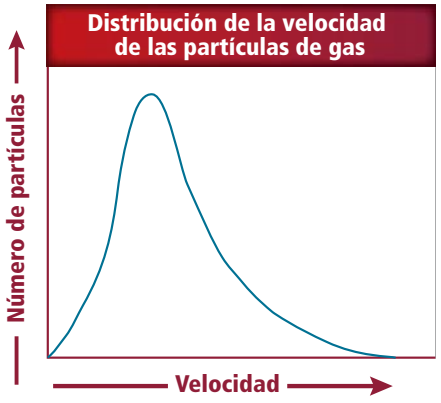
Cuando lavas los platos con agua caliente, la mayoría de las moléculas de agua se mueven con mayor rapidez que en agua fría. Tienen mayor energía cinética. No todas las moléculas del agua caliente del fregadero presentan la misma energía cinética. No poseen igual velocidad. Lo mismo se aplica a un recipiente con un gas, como sería un globo lleno de aire. Todas las partículas del gas, en el globo, se mueven de manera aleatoria, a velocidades diferentes.

La temperatura y el movimiento de las partículas La **gráfica a** de la **figura 10.10** muestra una distribución de la velocidad de las partículas de un gas en un recipiente. La velocidad promedio (energía cinética) de las partículas está representada por el pico que está casi al centro de la gráfica. De acuerdo con la teoría cinética, la **temperatura** de un material es una medida de la energía cinética promedio de las partículas que lo forman. La energía cinética está relacionada tanto como la masa como con la velocidad de las partículas. Debido a que las partículas tienen la misma masa, las diferencias en la energía cinética sólo dependerán de las diferencias en las velocidades. Por ejemplo, a medida que se calienta un gas, aumenta la energía cinética promedio de sus partículas. Este ascenso de la energía cinética promedio de las partículas del gas, puede medirse como un aumento de la temperatura del gas, como se muestra en la **figura 10.10**, **gráfica b**. Conforme se enfría el gas, la energía cinética y la velocidad de sus partículas disminuye.

Figura 10.10 En un gas, aunque algunas partículas se mueven más lento o más rápido, la mayoría se mueve a una velocidad cercana a la velocidad promedio de todo el grupo.

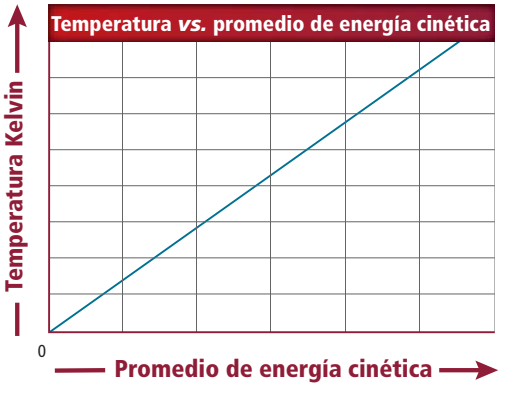
Describe *cómo se vería una gráfica de partículas contra velocidad para el mismo gas a una temperatura más alta.*

a



El pico de la gráfica representa la velocidad más común de las partículas. A mayor temperatura, mayor es la velocidad promedio.

b



Como la gráfica muestra una línea recta, la temperatura de un gas es directamente proporcional a la energía cinética promedio de sus partículas.

La escala Kelvin Como sabes, de acuerdo con la teoría cinética de la materia, las partículas de materia están en movimiento constante. De acuerdo con la gráfica de la **figura 10.10**, a medida que la temperatura de un gas aumenta, la energía cinética promedio de sus partículas también lo hace y, cuando la temperatura disminuye, su energía cinética decrece. En otras palabras a medida que más se enfría una sustancia, pierde más de su energía cinética.

Observa que la **figura 10.10**, **gráfica b**, sugiere que una sustancia tendría una energía cinética igual a cero debido a la intersección de la recta con el origen de la gráfica (coordenadas 0,0). La temperatura a la que una sustancia tendría una energía cinética igual a cero, se llama **cero absoluto**. En realidad, incluso a esta temperatura todas las partículas continuarán moviéndose, pero muy ligeramente, ya que tendrán la mínima cantidad de energía posible. La temperatura de una sustancia puede bajarse a valores cercanos a cero pero, hasta la fecha, nunca se ha alcanzado el cero absoluto.

En la **figura 10.10** se muestra, en el eje vertical, la escala que se usa para la temperatura, la **escala Kelvin**. Esta escala se define de forma que la temperatura de una sustancia es proporcional a la energía cinética promedio de las partículas y, por tanto, el cero en la escala Kelvin corresponde a una energía cinética de cero. En la **figura 10.11** se muestra cómo se relaciona la escala Kelvin con la escala Celsius, que se usa en todo el mundo, y con la escala Fahrenheit, que es la que se usa para el tiempo y los hornos caseros (en Estados Unidos).

Si en lugar de la escala Kelvin que se usó en la **figura 10.10** se hubiera usado la escala Celsius o Fahrenheit, la gráfica sería una línea recta, pero no pasaría por el origen. Una lectura de cero en las escalas Celsius o Fahrenheit no corresponde a una energía cinética de cero. Solamente en la escala Kelvin la lectura de la temperatura es directamente proporcional a la energía cinética. La graduación Kelvin simplifica los cálculos para resolver problemas de gases, como lo verás en el capítulo 11.

Las divisiones en las escalas Fahrenheit y Celsius se llaman grados, pero las divisiones en la escala Kelvin se llaman **kelvins (K)**. El kelvin es la unidad del SI para la temperatura. Observa que, en las temperaturas expresadas en kelvins, no se usa el símbolo de grado. Por ejemplo, el cero absoluto se escribe como 0 K. En la escala Celsius, la lectura de temperatura para el cero absoluto es –273.15°C, que por lo general se redondea a –273°C. Un grado Celsius y un kelvin son de la misma magnitud, por lo que al mover 273° la graduación Celsius, coincide con la graduación Kelvin. Debido a que la escala Kelvin mide las temperaturas que están arriba del cero absoluto y todas las lecturas son positivas, la escala Kelvin se llama escala absoluta de temperatura.

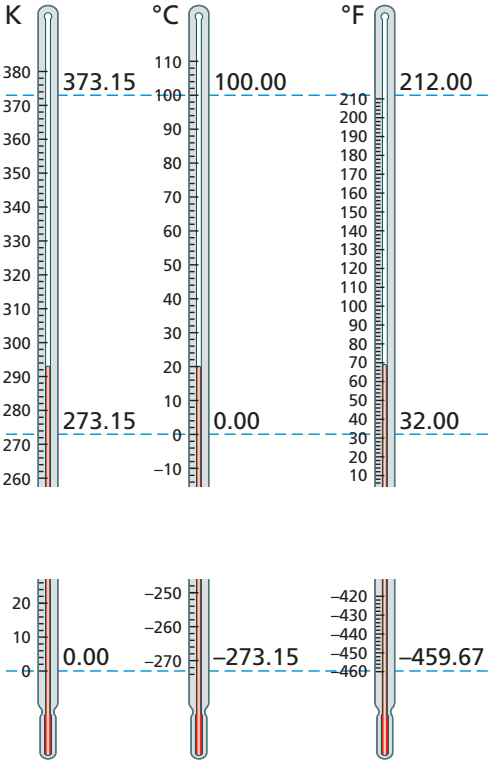


Figura 10.11 La escala Celsius se define de modo que el intervalo de temperatura desde el punto de congelamiento del agua hasta su punto de ebullición comprenda 100 grados. El agua se congela a 0°C y hierve a 100°C. En la escala Kelvin, el agua se congela a 273.15 K y hierve a 373.15 K, un intervalo de 100 unidades. Por tanto, un grado Celsius y un kelvin son del mismo tamaño.

Convierte *Utiliza la figura 10.11 para convertir 50°C a kelvins.*

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 872 para realizar una **estimación de temperaturas métricas**

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando conversiones de temperatura, revisa los problemas adicionales de la página 820.

Conversiones de temperatura Debido a que el grado Celsius y el Kelvin son del mismo tamaño y que las lecturas Kelvin son 273 grados mayores que las lecturas Celsius, cualquier lectura Celsius se puede expresar con facilidad como una lectura Kelvin. Simplemente suma 273 a la lectura Celsius.

$$T_K = (T_C + 273)\ K$$

Por ejemplo, si la temperatura de un cuarto es 25°C, la lectura Kelvin se puede encontrar como sigue:

$$T_K = (25 + 273)\ K = 298\ K$$

De manera semejante, una lectura Kelvin se puede expresar como una lectura Celsius restándole 273:

$$T_C = (T_K - 273)°C$$

Por ejemplo, la temperatura del cuerpo humano, 310 K, puede expresarse mediante la escala Celsius:

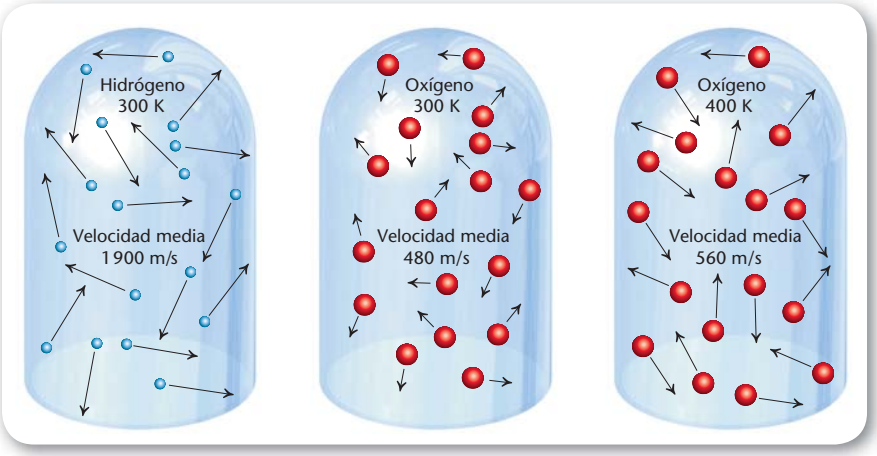
$$T_C = (310 - 273)\ °C = 37°C$$

Usa la **figura 10.11** para que compruebes que 37°C es correcto.

La masa y la velocidad de las partículas

Cuando una bola de boliche golpea los pinos, puedes ver el efecto de la energía cinética de los objetos en movimiento. Como sabes, la energía cinética depende de la velocidad, por lo que podrías esperar que si la bola rueda más rápido, tendría la energía cinética suficiente para golpear más pinos. También sabes que es más difícil mover los objetos más pesados que los más ligeros. En otras palabras, se requiere de más trabajo y más energía cinética para mover objetos más pesados. En la **figura 10.12** se muestra que la energía cinética de un objeto en movimiento, como un tren, depende de su masa y de su velocidad.

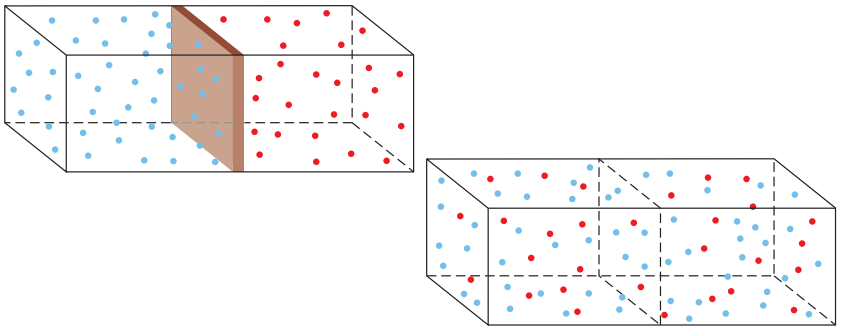
Figura 10.12 La energía cinética depende tanto de la masa como de la velocidad de los cuerpos en movimiento. Los dos trenes de estas fotografías pueden moverse a la misma velocidad, pero sus masas son muy diferentes. Por eso, sus energías cinéticas son muy diferentes. El tren que tenga la mayor masa tendrá la mayor energía cinética.



■ **Figura 10.13** Debido a que el hidrógeno gaseoso en el contenedor de la izquierda y el oxígeno gaseoso en el contenedor del centro están a la misma temperatura, tienen la misma energía cinética promedio. Como la masa de una molécula de oxígeno es 32 u y la masa de una molécula de hidrógeno es sólo 2 u, las moléculas de hidrógeno deben tener la velocidad mayor media. Las dos muestras de oxígeno el centro y contenedores derechos están en temperaturas diferentes. Como ambos gases son el oxígeno, las partículas en los dos contenedores tienen la misma masa. Las moléculas de gas de oxígeno en el contenedor en la temperatura más alta hacen un promedio de la energía cinética porque ellos se mueven en una velocidad mayor media.

Al igual que como ocurre con los trenes, la energía cinética de partículas de gas depende tanto de la masa como de la velocidad de las partículas, como se muestra en la **figura 10.13**. Como sabes, la temperatura es una medida del promedio de la energía cinética de las partículas de una sustancia, así que muestras de oxígeno gaseoso y de hidrógeno gaseoso a la misma temperatura, deben tener la misma energía cinética promedio. Sin embargo, las partículas del oxígeno gaseoso tienen una masa alrededor de 16 veces mayor que las partículas del hidrógeno gaseoso. Debido a que las energías cinéticas promedio de las muestras deben ser iguales, puedes concluir que las moléculas de hidrógeno a 200 K se mueven más rápido que las moléculas de oxígeno a 300 K.

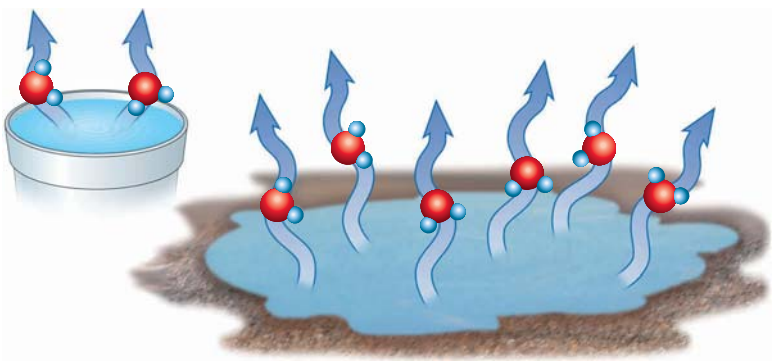
Difusión El movimiento de las partículas de un gas las esparce hasta llenar el recipiente de una manera uniforme. La **difusión** es el proceso mediante el cual las partículas de materia llenan un espacio debido a su movimiento aleatorio, como se muestra en la **figura 10.14**. Si has visto un colorante, como los colorantes de alimentos, cuando se extienden a través de un líquido, has observado un fenómeno de difusión. Tu sentido del olfato depende de la difusión y de las corrientes de aire, para que detectes las moléculas de un gas que llegan hacia tu nariz. La difusión es lenta, pero en tus pulmones, el oxígeno llega a la sangre con la suficiente rapidez, mediante la difusión. El oxígeno se difunde a través de las paredes de los delgados vasos sanguíneos, llamados vasos capilares, desde las bolsas de aire de tus pulmones que se llenan de aire cada vez que inhalas. La velocidad de difusión de un gas depende de su energía cinética, es decir, de la masa y la velocidad de sus moléculas.



■ **Figura 10.14** Las moléculas de dos gases diferentes llenan la cámara de la izquierda y de la derecha. Después de quitar la división que separa las dos cámaras, las partículas de gas fluyen entre las cámaras, hasta que el número de moléculas que fluyen hacia la cámara de la izquierda es igual al número de moléculas que fluyen hacia la cámara de la derecha. En este punto, las cámaras tienen igual número de ambos tipos de moléculas. El flujo del gas de una cámara a otra continúa, pero no hay un cambio neto en la disposición de las moléculas.

Explica *qué propiedad de los gases hace posible la difusión.*

■ **Figura 10.15** El volumen de agua en el vaso y en el charco es el mismo y están a la misma temperatura. En el charco, la mayor superficie permite que se evaporen más moléculas de agua.



Cambio de estado

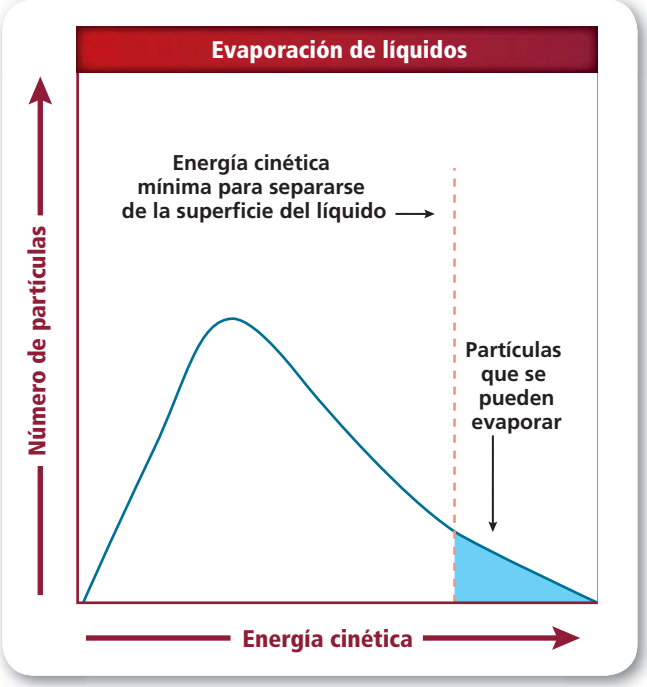
Estás muy familiarizado con los cambios de estado del agua, de vapor a líquido y a hielo. ¿Qué condiciones ambientales se relacionan con estos cambios de la materia? Cuando quitas el hielo de tu congelador, muy pronto se funde hasta convertirse en agua. Cuando hierves verduras en agua, el vapor de ésta se eleva de la olla. A partir de estas observaciones, resulta claro que la temperatura juega un papel importante en el cambio de estado del agua y, por tanto, de toda la materia.

Evaporación Es probable que después de ejercitarte durante un día caluroso de verano hayas experimentado el fenómeno de evaporación. Cuando tu sudor se evapora causa que tu cuerpo se enfríe. Habrás observado que la ropa mojada se seca más rápido en un día soleado que en un día frío. La **evaporación** es el proceso mediante el cual las partículas de un líquido forman un gas, al separarse de la superficie. El área de la superficie, así como la temperatura y la humedad, afectan la velocidad de evaporación, como se muestra en la **figura 10.15**.

Los líquidos que se evaporan rápido, como los perfumes y las pinturas, son líquidos volátiles. Al aplicar los perfumes con un frasco atomizador o al ponerlo sobre tu piel, se incrementa el tamaño de la superficie donde puede llevarse a cabo la evaporación. Lo mismo que las partículas de un gas, las partículas de un líquido tienen una distribución de energía cinética. En la **figura 10.16** se ejemplifica el modelo cinético de la evaporación. Como puedes observar, las energías cinéticas de las partículas están distribuidas en un intervalo grande, pero sólo las partículas que tienen una energía cinética que corresponde a los valores encontrados en el extremo derecho de la curva, tienen suficiente energía como para escaparse de la fase líquida. Debido a que las moléculas que se escapan de la fase líquida tienen una mayor energía cinética, el promedio de energía cinética del resto de las partículas disminuye. Por tanto, a medida que un líquido se evapora, se enfría.

■ **Figura 10.16** En un líquido, algunas partículas tienen la suficiente energía cinética como para vencer las fuerzas interpartícula. Abandonan la superficie y se convierten en partículas de gas.

Explica *cómo varía el número de partículas que se pueden evaporar cuando se calienta el líquido.*



Química cotidiana

Secado por congelación

El secado por congelación, también conocido como liofilización, es un proceso de deshidratación que se usa para preservar materiales perecederos o hacer que un material pese menos, con lo que se logra que sea más fácil de transportar. Probablemente algunos de los alimentos que consumes se han preservado secándolos por congelación. En este proceso, los alimentos se congelan y se colocan en una cámara de vacío, ahí se reduce la presión y se aplica el suficiente calor para permitir que el agua congelada se sublime y pase directamente de la fase sólida a la fase gaseosa. Luego, mediante una bomba se extrae de la cámara el vapor de agua resultante.

Desde el tiempo de los incas, las personas que vivían en el Altiplano de Perú y Bolivia comían chuño, papas, como se muestra en la **figura 1**, que se conservaban secándolas en frío, al aire seco, a 4 000 m sobre el nivel del mar.

Ventajas de la desecación de alimentos por congelación Los materiales que se han secado por congelación y luego se han introducido en un empaque sellado para evitar que absorban humedad, pueden almacenarse a temperatura ambiente y de manera segura por muchos años antes de ser utilizados. El secado por congelación es una técnica menos destructiva que los métodos de deshidratación convencionales, pues estos últimos requieren aplicar calor. Además, el secado por congelación no causa que el material que se está secando se encoja, experimente cambios de olor y sabor, o pierda contenido de vitaminas. Los productos secados por congelación pueden ser rehidratados muy rápidamente y utilizados de inmediato.

Figura 1 Conservas de aire frío y seco de papas chuño.

Figura 2 El helado secado por congelación se puede transportar fácilmente al espacio.

Los alimentos secados por congelación, como el helado que se muestra en la **figura 2**, son ligeros y ocupan poco espacio. Incluso alimentos como pollo y ensalada de papas se tratan mediante este proceso, se empacan en envases herméticos y se consumen como raciones durante las maniobras militares.

Usos del secado por congelación Las dos empresas más importantes que utilizan el secado por congelación son la industria farmacéutica y la industria alimenticia. Las compañías farmacéuticas usan el secado por congelación para aumentar el tiempo de vida útil de vacunas y otros medicamentos inyectables. La industria alimenticia usa el secado por congelación para una gran variedad de productos, incluyendo raciones de comida para la milicia y para misiones espaciales, además de alimentos aptos para campamentos. Hay muchos alimentos que pueden ser secados por congelación, como carnes, pescados, frutas, vegetales, helados y café. Este procedimiento se puede utilizar en la preparación de las muestras para su exploración con el microscopio electrónico (SEM, por sus siglas en inglés), restauración de libros y documentos dañados por el agua, preservación del plasma sanguíneo y de arreglos florales, y en taxidermia.

Explorando más

1. **Compara** la técnica que se utiliza para preservar las papas chuño, con la técnica del secado por congelación.
2. **Aplica** Menciona algunos alimentos que puedan ser procesados mediante esta técnica de secado.

Fraccionamiento del aire

En los hospitales, a altitudes elevadas y en los paseos espaciales, se usa oxígeno puro para los sistemas de mantenimiento de la vida. También se necesitan suministros mayores de oxígeno para la industria del acero y de las manufacturas químicas en las que se usa en muchas reacciones. El nitrógeno, el gas más abundante en el aire, también tiene muchos usos industriales. Como gas, se usa para aislar transformadores y para eliminar el aire de los hornos eléctricos. El elemento nitrógeno se usa para fabricar fertilizantes y también explosivos. Tanto el oxígeno como el nitrógeno se producen en la industria química, mediante la destilación fraccionada del aire.

Destilación fraccionada

Los componentes del aire seco son nitrógeno (78%), oxígeno (21%) y pequeñas cantidades de argón, dióxido de carbono, neón, helio, kriptón, hidrógeno, xenón y ozono (1% en total). Cuando una mezcla como el aire se fracciona se separa en sus componentes. Cuando se separan sus componentes mediante la diferencia en sus puntos de ebullición, el método de separación se llama destilación fraccionada. Sigue los pasos ilustrados en la **figura 1**.

1. Las partículas de hollín y polvo que pueden estar suspendidas se eliminan al pasar el aire a través de filtros.
2. El vapor de agua se separa del aire por enfriamiento y eliminación del agua líquida que se produce o mediante la absorción de la humedad con una esponja de gel de sílice. Después, el dióxido de carbono reacciona con cal.

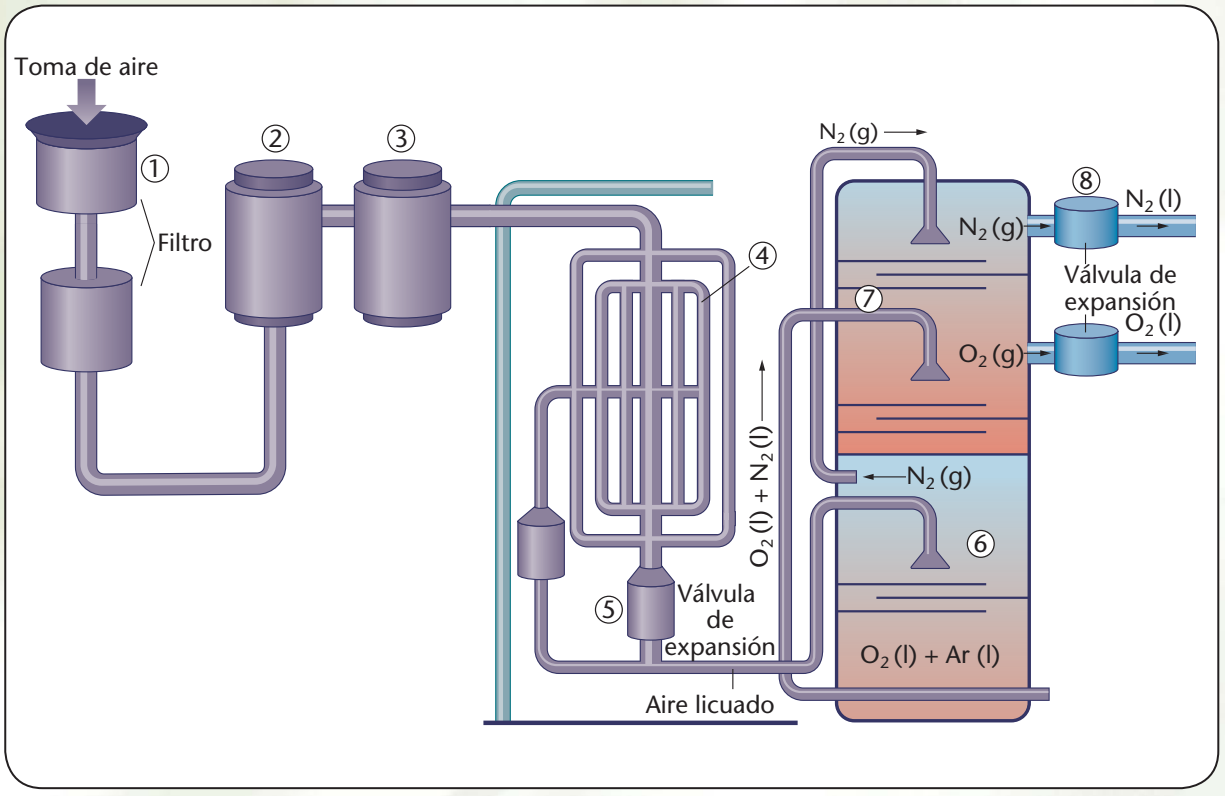


Figura 1 El proceso de destilación fraccionada.

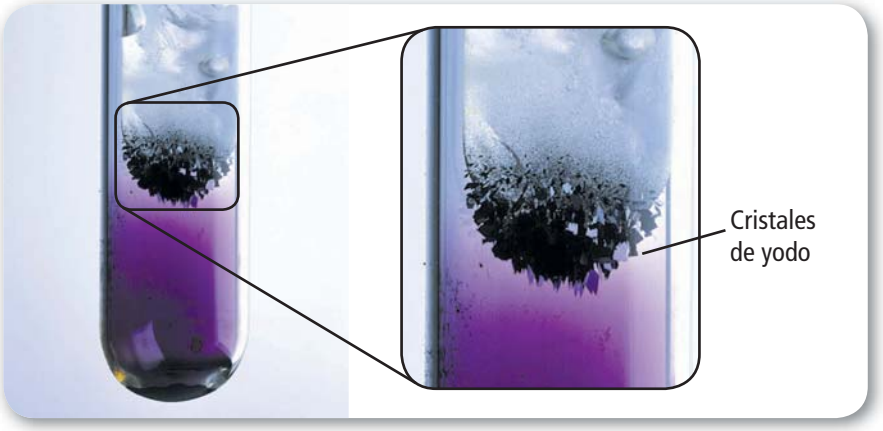
3. El aire se comprime a una presión más de 100 veces mayor que la atmosférica, lo cual eleva su temperatura.
4. En un intercambiador de calor, el aire cede calor al fluido que lo rodea, que está más frío.
5. El aire comprimido, frío, pasa a través de una boquilla hacia una cámara de mayor diámetro, llamada válvula de expansión. A medida que el aire pasa a través de la válvula, se expande y se enfría. (Los primeros que describieron este efecto de enfriamiento fueron James Joule y William Thomson, por lo que se llama efecto Joule-Thomson.) La diferencia de temperatura es tan grande, que el aire se licua.
6. A medida que el aire líquido fluye, pasa por varios platos calentados que elevan su temperatura hasta el punto de ebullición del nitrógeno (–195.8°C), por lo cual la mayor parte del nitrógeno se evapora arrastrando trazas de oxígeno.
7. Se recoge el oxígeno líquido con el resto del nitrógeno también al estado líquido y se conduce a una cámara superior para redestilarlo a una mayor temperatura. En esta etapa, el oxígeno y el nitrógeno se evaporan y se separan debido a sus diferentes densidades.
8. Después de pasar por las válvulas de expansión, los gases separados se licuan una vez más y se depositan en tanques, como nitrógeno y oxígeno líquidos.

El oxígeno y el nitrógeno líquidos se ponen en recipientes especiales, aislados, como el que muestra la **figura 2**, a temperatura ligeramente menor que sus puntos de ebullición. El punto de ebullición del oxígeno es –189.9°C y el punto de ebullición del nitrógeno es –195.79°C. Por tanto, muchos de estos tanques de transporte están aislados con una doble pared de vacío para así resistir las temperaturas criogénicas, que son temperaturas por debajo de los –150°C.

Figura 2 Camión de carga transportando nitrógeno líquido.

Análisis de la tecnología

1. **Analiza** ¿Por qué es necesario licuar el aire para separar sus componentes?
2. **Infiere** ¿Crees que el nitrógeno líquido se utiliza para congelar los alimentos?



■ **Figura 10.17** Cuando se calienta yodo sólido en un vaso de precipitados, se forma un gas violeta, que corresponde a moléculas de I_2 libres. El yodo alcanza la parte alta del tubo, en donde se enfría. Aquí, se condensa y forma, de nuevo, yodo sólido.

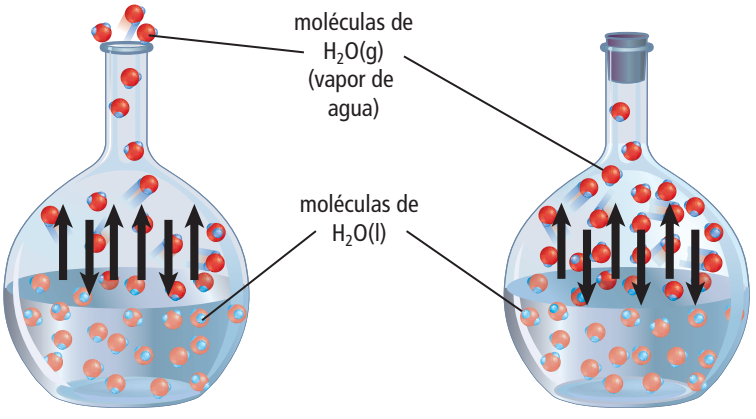
Sublimación Algunas sustancias pueden pasar directamente del estado sólido al gaseoso sin fundirse primero. El proceso mediante el cual las partículas de un sólido se separan de su superficie y forman un gas, se llama **sublimación**. Por ejemplo, el hielo seco o dióxido de carbono sólido, no se funde sino que se sublima. El hielo también se sublima. Algunas moléculas de hielo se separan de la superficie y se convierten en vapor de agua. El término vapor se utiliza para describir el estado gaseoso de una sustancia que es líquida a temperatura ambiente. La sublimación del hielo es la razón por la cual los alimentos almacenados durante largo tiempo en un congelador, se queman por congelación.

Condensación Cuando se forma el rocío, el vapor de agua del aire se condensa en su estado líquido. La condensación es el proceso inverso de la evaporación. En la **condensación** las partículas se agrupan (es decir, se condensan) y forman un líquido. Algunas veces, como se ve en la **figura 10.17**, se forma un sólido directamente del vapor. Este proceso, el opuesto a la sublimación, se llama **deposición**.

Vapor de presión Cuando un charco de lluvia se seca, las moléculas de agua abandonan el estado líquido y se convierten en vapor de agua. Sin embargo, si el agua líquida está en un recipiente cerrado, sólo algo del agua se evapora. En la **figura 10.18** se compara la evaporación en un contenedor abierto con la evaporación en un contenedor cerrado. En el contenedor cerrado, se establece un equilibrio entre los estados líquido y vapor. En este punto, la velocidad a la cual las partículas pasan del estado líquido al gaseoso es igual a la velocidad a la cual las partículas pasan del estado gaseoso al líquido.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre la presión de vapor, visita glencoe.com.



■ **Figura 10.18** La evaporación ocurre tanto en el contenedor cerrado como en el abierto. En un contenedor abierto, las moléculas de agua que se evaporan escapan del contenedor. Aunque algunas moléculas de agua se condensan de nuevo al estado líquido, el flujo neto de moléculas de agua es hacia la fase gaseosa. En un contenedor cerrado, el vapor de agua se acumula sobre el líquido. Con el tiempo se establece un equilibrio: el movimiento de moléculas hacia la fase gaseosa es igual al movimiento de moléculas que regresan a la fase líquida.

MiniLab 10.2

Velocidades de evaporación

¿Qué puedes inferir acerca de los líquidos al observar su evaporación? No todas las moléculas de un líquido se mueven con la misma velocidad. Si el líquido está en un recipiente abierto, las moléculas de la superficie, más rápidas, tienen suficiente energía para separarse del líquido.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Llena hasta la mitad, con **agua**, un **vaso de precipitados de 250 mL** y colócalo en una **parrilla de calentamiento**. Mete un **termómetro** en el agua y regula la temperatura hasta que alcance 60°C. Retira el vaso de precipitados de la parrilla de calentamiento, con unas **pinzas**, y déjalo sobre la mesa de laboratorio.
3. Etiqueta tres **pipetas de tallo fino** como A, B y C. También, corta el bulbo de otras tres pipetas de tallo fino por la mitad, para hacer tres tapones.
4. Pide a tu profesor que te proporcione **vasos de precipitados, con agua coloreada, etanol coloreado (C_2H_5OH)** y **hexano (C_6H_{14})**.
5. Pon agua dentro del bulbo de la pipeta A hasta que se llene la tercera parte. Después, inclínalo de manera que el tallo se moje con el líquido y tápalo.
6. Sujeta el tallo de la pipeta con **pinzas** y sumerge el bulbo dentro del agua caliente. Observa el líquido en el tallo.
7. Mide y anota el tiempo requerido para que el líquido del tallo se aclare.
8. Repite los pasos del 4 al 6 con el etanol y el hexano, usando las pipetas B y C, respectivamente.

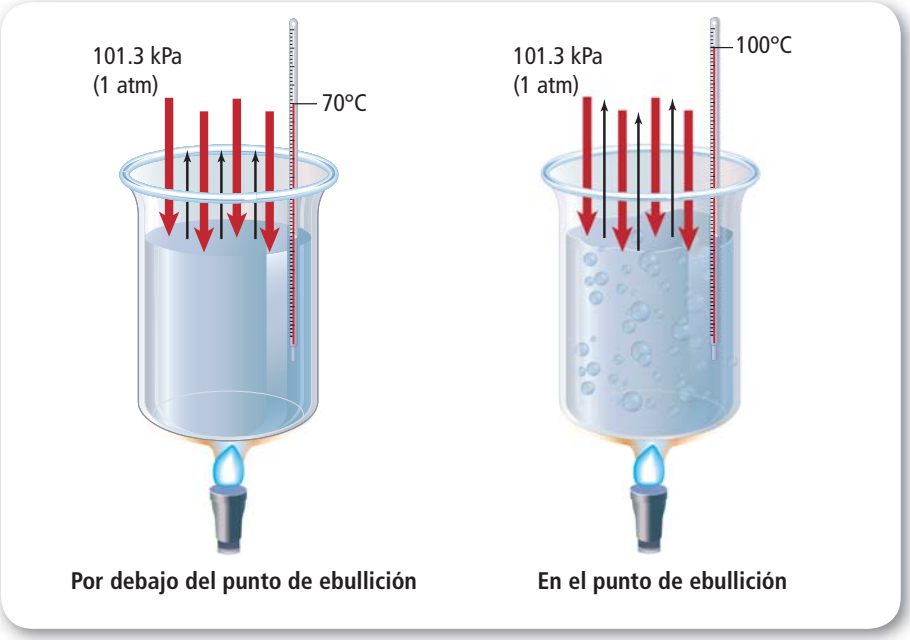
Análisis

1. **Relaciona** ¿Qué puedes inferir acerca de la velocidad de evaporación de estos tres líquidos a partir del tiempo que necesitan para aclarar las pipetas?
2. **Ordena** los valores de la velocidad de evaporación de los tres líquidos de mayor a menor.
3. **Infiere** Basado en tus observaciones, ¿cómo afectan las fuerzas interpartículas a la velocidad de evaporación?

¿Cómo se establece el equilibrio? Durante la evaporación de un líquido en un recipiente cerrado, aumenta tanto la cantidad de vapor como la presión que ejerce. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión que ejerce el vapor alcanza su valor final, el máximo, y el volumen del líquido se mantiene estable. La presión de una sustancia en equilibrio con su líquido se llama **presión de vapor**. El valor de la presión de vapor de una sustancia indica la facilidad con que se evapora la sustancia. Cuando la presión que ejerce el vapor sobre el líquido iguala la presión de vapor del líquido, las partículas se evaporan y condensan en la misma proporción.

Líquidos volátiles y la presión de vapor Un líquido volátil, como el etanol, tiene una presión de vapor elevada. Las fuerzas interpartícula que mantienen unidas las moléculas de etanol en forma de líquido son más débiles que en el agua, porque las moléculas de etanol son menos polares. Por ello se evapora fácilmente, y su vapor ejerce más presión en un contenedor cerrado. A la misma temperatura, un líquido menos volátil como el agua, tiene una presión de vapor más baja. Debido a que la molécula de agua es polar, las fuerzas interpartícula entre sus moléculas son fuertes y permanecen en estado líquido.

Un líquido en un recipiente cerrado se evapora hasta que su presión de vapor sea lo suficientemente alta que las velocidades de evaporación y condensación sean iguales. Un líquido en un recipiente abierto nunca puede alcanzar el equilibrio con su vapor porque el vapor se escapa hacia la atmósfera y la presión no puede alcanzar el valor del equilibrio. Pero cuando están expuestos a la atmósfera, los líquidos que tienen mayor presión de vapor se evaporan más rápido que aquellos cuya presión de vapor es menor.



■ **Figura 10.19** Conforme se calienta el vaso de precipitados con agua, las moléculas de agua ganan energía cinética. La presión de vapor aumenta (flechas negras), pero al inicio es menor que la presión atmosférica (flechas rojas). Sin embargo, cuando el agua alcanza su punto de ebullición, la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica. Al nivel del mar, el punto de ebullición del agua es 100°C.

Temperatura, vapor de presión y ebullición La temperatura y la presión de vapor están relacionadas. La velocidad de evaporación es mayor al elevar la temperatura. Si la temperatura de un líquido se eleva lo suficiente, no sólo se separarán de la superficie las moléculas, sino que se formarán burbujas de vapor bajo la superficie.

Probablemente has notado que se pueden formar burbujas de vapor por debajo de la superficie de un líquido: ocurre, por ejemplo, cada vez que pones agua a hervir. El **punto de ebullición** de una sustancia es la temperatura de ésta cuando su presión de vapor iguala la presión que se ejerce sobre la superficie del líquido. La **figura 10.19** ilustra el punto de ebullición de una sustancia. Para un líquido en un recipiente abierto, la presión ejercida sobre su superficie es la presión atmosférica. La presión atmosférica es la fuerza por unidad de área que ejercen los gases en la atmósfera sobre la superficie de la Tierra. Por tanto, el punto de ebullición normal es la temperatura a la que un líquido hierve en un recipiente abierto, a la presión atmosférica normal. Por ejemplo, el punto de ebullición normal del alcohol isopropílico es 82.3°C (355.5 K). El punto de ebullición normal del amoniaco es –33.35°C (239.80 K). La presión de vapor del amoniaco a temperatura ambiente es tan alta que hierve a menor temperatura que la ambiente.

Aumento y disminución del punto de ebullición Cuando la presión ejercida sobre la superficie de un líquido excede la presión atmosférica normal, la presión de vapor debe ser mayor que la presión normal, para que el líquido hierva. Para alcanzar este aumento en la presión de vapor, la temperatura del líquido debe elevarse más de modo que sobrepase su punto de ebullición normal. Éste es el principio detrás de la olla de presión discutido en la sección Cómo funciona, en la página 357. De forma semejante, a presiones menores que la presión atmosférica normal, un líquido hierve a una temperatura menor que la de su punto de ebullición normal. A partir de estas observaciones, puedes concluir que el punto de ebullición de un líquido aumenta cuando la presión sobre el líquido es mayor, y disminuye cuando la presión sobre el líquido es menor.

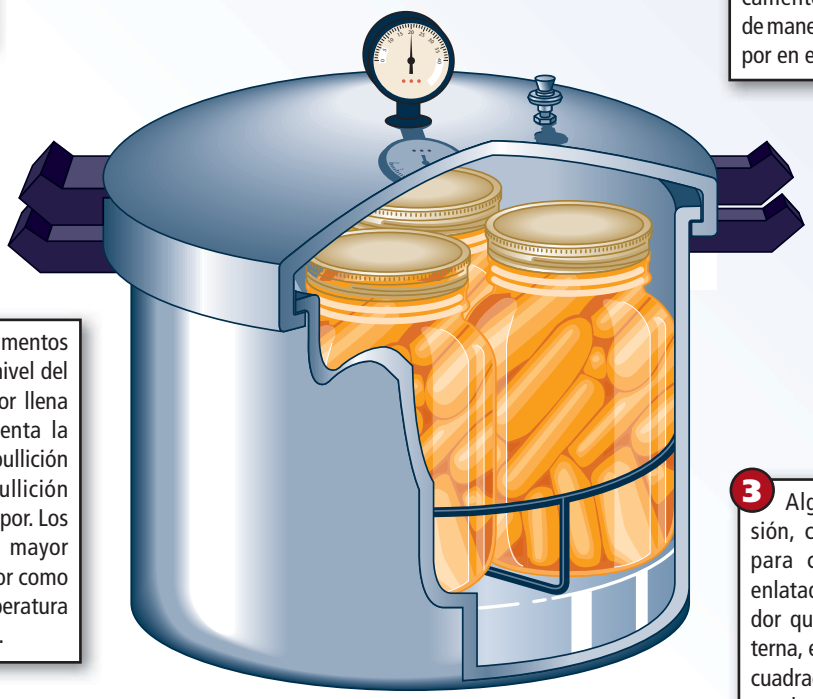
CÓMO FUNCIONA

Ollas de presión

Una olla de presión es una olla pesada, con tapa, diseñada para retener el vapor cuando el agua entra en ebullición. Debido a que la olla está fuertemente sellada, la presión del vapor que se forma adentro, eleva el punto de ebullición del agua. Como tanto el agua como el vapor están a mayor temperatura, los alimentos se cocinan más rápido. Una olla de presión comercial alcanza una temperatura interna de 130°C (266°F) y cocina el pollo en 12 minutos, mucho menos que la hora o más que se requiere en un horno casero, pero no más rápido que una freidora abierta, que requiere una temperatura mucho mayor y, por tanto, tiene mayor costo energético.

1 La firme construcción de la olla permite la generación segura de presión dentro de ella.

2 La tapa, cuando se ajusta, la cierra herméticamente y mantiene, de manera segura, el vapor en el interior.



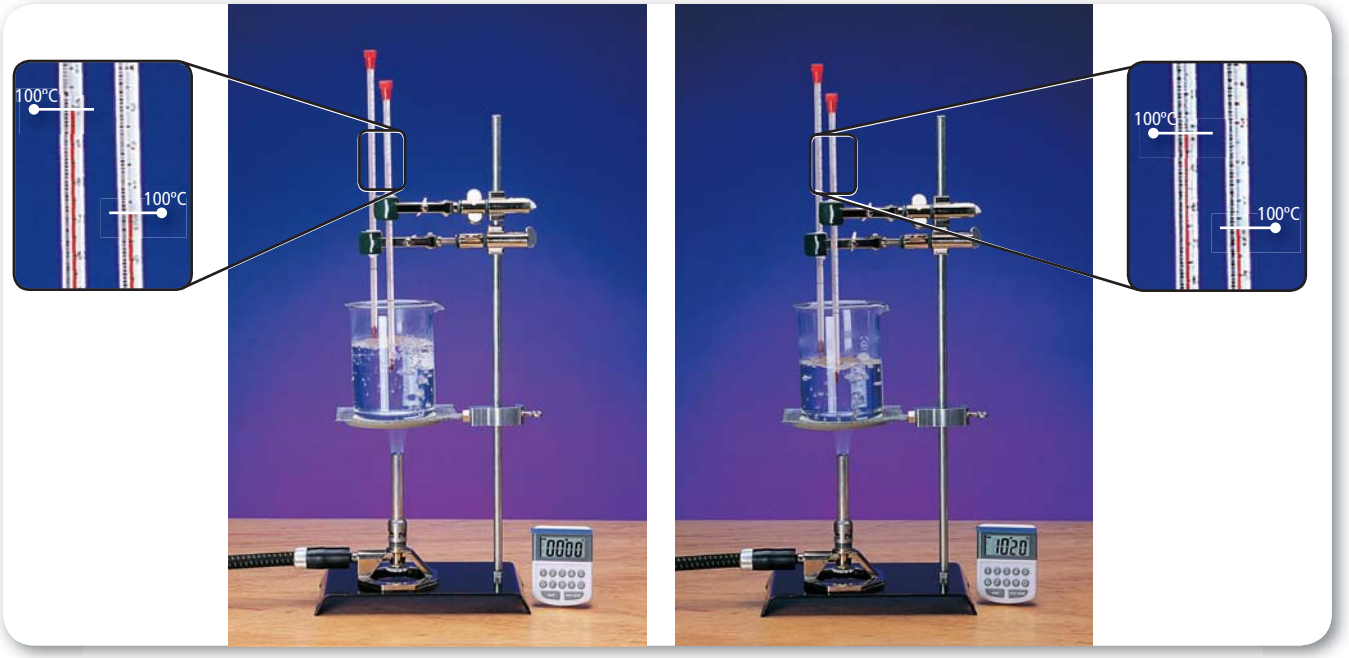
5 La rejilla mantiene los alimentos o los recipientes arriba del nivel del agua. A medida que el vapor llena el interior de la olla, aumenta la presión sobre el agua en ebullición y la temperatura de ebullición aumenta, igual que la del vapor. Los alimentos se cocinan con mayor rapidez porque tanto el vapor como el agua están a mayor temperatura que en una cacerola abierta.

3 Algunas ollas de presión, como las que se usan para cocinar los alimentos enlatados, tienen un calibrador que indica la presión interna, en libras por pulgada al cuadrado (psi), por lo que se puede regular la presión interna ajustando el calor externo.

4 Sobre la tapa de la olla de presión hay una minúscula válvula cuyo peso es muy pequeño. Este peso regula la presión interna y permite la salida segura del exceso de vapor. Cuando la válvula vibra ligeramente, significa que la olla está a punto de alcanzar la temperatura adecuada.

Razonamiento crítico

1. **Explica** A mayor altura, ¿cómo compensa una olla de presión los efectos de la menor presión atmosférica sobre la ebullición del agua?
2. **Describe** ¿Cómo regula la presión interna la válvula?



■ **Figura 10.20** En la imagen de la izquierda, a tiempo cero, se muestra el agua empezando a hervir. Después de más de diez minutos de hervir (derecha), los termómetros aún marcan las mismas temperaturas.

Compara *la energía cinética de las moléculas del vapor con la energía cinética de las moléculas de agua líquida.*

Calor de evaporación

Probablemente, es un proceso común para ti colocar un recipiente con agua en un mechero, aplicar calor y llevar el agua hasta su punto de ebullición. Pero podrías sorprenderte al saber lo que es la temperatura del agua y del vapor, como se muestra en la **figura 10.20**. En el punto de ebullición, la temperatura del agua líquida es igual a la del vapor de agua. Esto será verdad siempre y cuando quede algo de agua líquida que pueda hervir.

Como sabes, la energía debe conservarse. Por tanto, podría parecer extraño o imposible pensar que se pueda añadir energía a un sistema sin aumentar su temperatura. ¿Qué sucede con la energía suministrada por la flama del mechero de laboratorio al agua en ebullición si no eleva la temperatura del agua? La clave la proporcionan las burbujas de vapor del líquido en ebullición que se elevan a medida que el agua cambia de líquido a gas.

Las burbujas de vapor son menos densas que el agua líquida porque las moléculas, en las burbujas, están más separadas que en el líquido. Para separar las partículas y formar vapor se requiere vencer las fuerzas interpartícula que las mantienen unidas en el líquido. La energía para vencer estas fuerzas proviene del calor de la flama. En otras palabras, la energía que se suministra mediante la flama, rompe las relativamente fuertes fuerzas de atracción que existen entre las moléculas del agua líquida, y causa que ésta hierva.

Imagina que levantas una bolsa con 10 manzanas (aproximadamente 1 kg de manzanas) desde el piso hasta una repisa que está a 1 m de altura. Se requiere energía para vencer la fuerza de gravedad que mantiene una manzana en el suelo. La energía necesaria para realizar el trabajo de separar 1 m la manzana del suelo es de aproximadamente 1 joule. El **joule** (J) es la unidad de energía del SI que se requiere para elevar 1 m una masa de 1 kg, en contra de la fuerza de gravedad. En comparación, la energía necesaria para mover las moléculas en 1 kg de agua lo suficiente para formar vapor de agua en aproximadamente de 2.26×10^6 J, como se muestra en la **figura 10.21**. Ésta es la cantidad de energía que se requiere sin importar si el agua se hierve o simplemente se evapora.

Figura 10.21 Para vencer las fuerzas interpartículas de las moléculas de 1 kg de agua líquida se requieren alrededor de 2.26×10^6 J de energía. Esta cantidad de energía requerida es la misma sin importar si el agua se hierve o se evapora.

Al igual que lo que ocurre con las manzanas, levantar 1 kg de agua a una repisa que esté a 1 m de altura, requiere 1 J de energía. ¿Qué cantidad de agua podrías levantar a 1 m de altura con 2.26×10^6 J (la energía para evaporar 1 kg de agua)? Un kg de agua pura ocupa un volumen de 1 L. Debido a que levantar una masa de 1 kg a 1 m de altura requiere 1 J de energía, se podrán levantar 2.26×10^6 kg de agua (que es igual a 2.26×10^6 L de agua pura) a 1 m de altura. En la **figura 10.22** se compara un volumen de 1 L con un volumen de 2.26×10^6 L.

Energía y el calor de evaporación La energía que se absorbe cuando se evapora 1 kg de un líquido en su punto de ebullición normal se llama **calor de evaporación**. El calor de evaporación del agua, 2.26×10^6 joules por kilogramo, se escribe 2.26×10^6 J/kg, que es alrededor de 500 veces mayor que la energía que se requiere para elevar 1 grado Celsius, 4 180 J, la temperatura de 1 kg de agua.

Debido a que la energía siempre se conserva, se libera energía cuando el vapor cambia a líquido. A medida que el vapor se condensa, las partículas se aproximan entre ellas. Por ejemplo, cuando 1 kg de vapor se condensa en el punto de ebullición normal del agua, 100.0°C, libera como calor la misma energía que ganó cuando se evaporó, 2.26×10^6 J. Tal vez sabes que las quemaduras causadas por el vapor son más peligrosas que las quemaduras causadas por el agua caliente. Ello se debe a que el vapor, cuando se condensa, transfiere una gran cantidad de calor a la piel.

Figura 10.22 En la imagen de la izquierda puedes ver 1 L de agua; 1 L de agua pura pesa 1 kg. Con la cantidad de energía requerida para convertir 1 kg de agua pura en vapor de agua (alrededor de 2.26×10^6 J), podrías levantar 1 m del suelo un volumen de agua pura igual al que contiene el acuario que se muestra en la imagen de la izquierda.

QUIMILAB

LAS MOLÉCULAS Y LA ENERGÍA

Contexto

Los corredores obtienen energía en una carrera conforme los músculos de sus piernas transfieren la energía de los alimentos que ingirieron.

Pregunta

¿Cómo afecta a la energía cinética promedio de las moléculas la transferencia de energía hacia o a partir de una sustancia?

Objetivo

- **Observa** los cambios de temperatura y los cambios de estado cuando se calienta y se enfría una sustancia.
- **Elabora y utiliza** gráficas para analizar los cambios de la temperatura.
- **Interpreta** los cambios de temperatura en términos de los cambios de la energía cinética promedio de las moléculas de una sustancia.

Preparación

Materiales

cronómetro
parrilla de calentamiento
tubo de ensayo de 20 mm × 150 mm
vasos de precipitados de 400 mL (2)
termómetros Celsius (2)
pinzas para vaso de precipitados
pinzas para tubo de ensayo
abrazadera y soporte
ácido esteárico

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: *Usa las pinzas para vasos de precipitados cuando manipules el vaso con agua caliente, y las pinzas para tubos de ensayo cuando trabajes con el tubo de ensayo caliente.*

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Prepara dos tablas como las que se muestran en la página 361.
3. Pon 300 mL de agua de la llave en un vaso de precipitados de 400 mL y coloca el vaso en una parrilla de calentamiento.
4. Coloca un termómetro en el vaso de precipitados con agua. Enciende la flama y vigila la temperatura del agua hasta que alcance 90°C. Mantén la temperatura del agua a 90°C usando el control de temperatura de la parrilla de calentamiento o agregando agua fría.
5. Llena el tubo de ensayo hasta la mitad con ácido esteárico. Con cuidado coloca el bulbo del segundo termómetro dentro de la sustancia. Después de que la temperatura del termómetro se haya estabilizado en el ácido esteárico, anótala en la primera línea de la **tabla de datos 1**.
6. Sujeta el tubo al soporte y sumérgelo en el vaso de precipitados con agua caliente, como se muestra. Toma la lectura y anota la temperatura y el estado físico o estados del ácido esteárico cada 30 segundos hasta que todo el material se haya fundido y su temperatura sea aproximadamente de 80°C.

7. Pon 300 mL de agua fría, de la llave, en el segundo vaso de precipitados de 400 mL.
8. Saca el tubo de ensayo, con su contenido, del primer vaso de precipitados y sumérgelo en el agua fría del segundo vaso. Toma la lectura y anota en la **tabla de datos 2** la temperatura y el estado físico o estados del ácido esteárico cada 30 segundos hasta que el material se haya solidificado.

Datos y observaciones

Tabla de datos 1		
Tiempo transcurrido (s)	Temperatura (°C)	Estado físico
0		
30		
60		

Tabla de datos 2		
Tiempo transcurrido (s)	Temperatura (°C)	Estado físico
0		
30		
60		

Análisis y conclusiones

1. **Grafica** Elabora una gráfica de los datos del calor, colocando los datos de la temperatura en el eje vertical y los del tiempo en el eje horizontal. Une los puntos de los datos con líneas rectas o curvas suaves. Marca el segmento adecuado de la gráfica como sólido, sólido y líquido, o líquido. Elabora, de la misma forma, una gráfica con los datos en frío.
2. **Interpreta** Divide cada gráfica en tres intervalos dibujando dos líneas verticales en los puntos en los que cambie la pendiente. Marca los intervalos de la primera gráfica con las letras A, B y C, y los de la segunda gráfica con D, E y F.
3. **Concluye** De acuerdo con tus datos: ¿cuál es el punto de fusión aproximado del ácido esteárico?
4. **Describe** cómo cambia la energía cinética de las moléculas del ácido esteárico durante cada intervalo.

Aplicación y evaluación

1. **Describe** cómo cambia el movimiento molecular durante cada segmento de las curvas con calor y en frío.
2. **Analiza el error** Identifica una fuente potencial de error en el procedimiento. ¿Cómo podrías disminuir el efecto de esta fuente de error?

CONTINÚA INDAGANDO

Imagina que utilizas el doble de ácido esteárico. ¿Cómo se vería la gráfica? Realiza un esbozo de cómo se vería y explícala.

NOTICIAS de la materia

Una definición de energía es "la capacidad para efectuar un trabajo". Las unidades de energía (joule, erg, pie-libra) también son las unidades de trabajo.

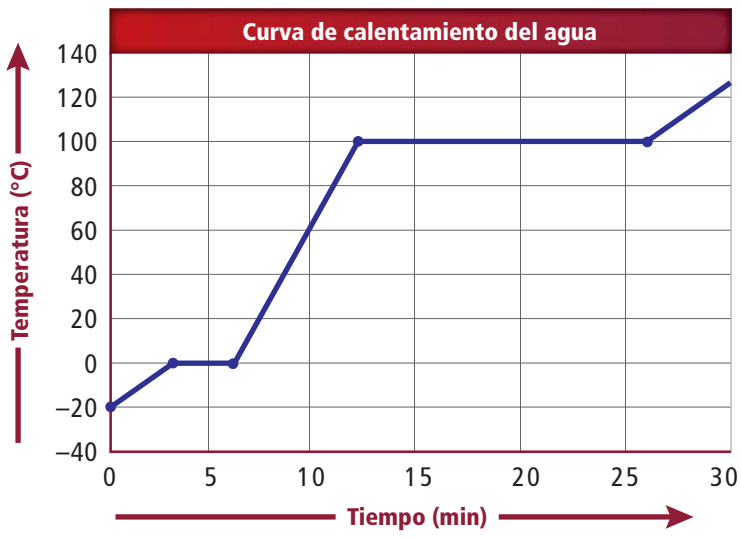
Calor de fusión

Igual que con la ebullición y la condensación, la energía cinética de las sustancias no cambia durante la fusión o el congelamiento. Si se aplica suficiente energía a un sólido, se desintegra su red cristalina y se transforma en líquido. El **punto de fusión** es la temperatura de un sólido cuando se desintegra su red cristalina. Si se aplica más calor después de que el sólido haya alcanzado su punto de fusión, la energía adicional se usa para vencer las fuerzas interpartícula hasta que la red cristalina se colapsa y el sólido se licua.

La temperatura de un líquido cuando forma una red cristalina y se convierte en sólido se llama su **punto de congelamiento**. Si se enfría una sustancia líquida, la temperatura disminuye hasta que la sustancia alcanza su punto de congelamiento. Si se sigue eliminando calor de la sustancia, la temperatura permanece constante mientras que el líquido se transforma en un sólido. Después de que toda la sustancia se convierte en sólido, la temperatura comienza a bajar.

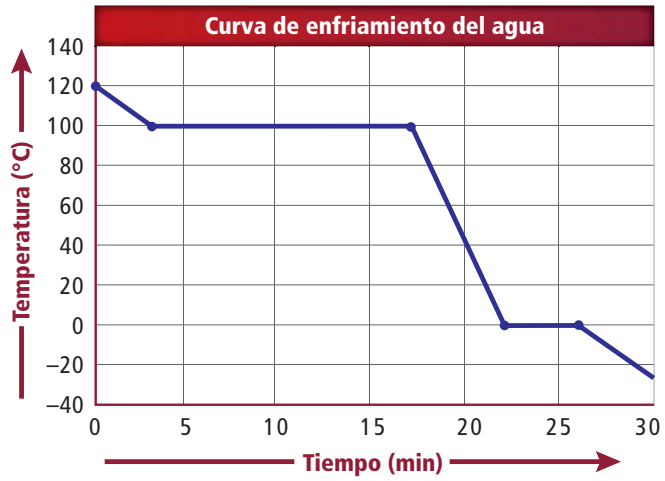
La energía liberada cuando se solidifica 1 kg de una sustancia en su punto de congelamiento se llama **calor de fusión**. El calor de fusión del agua por ejemplo, es 3.34×10^5 J/kg. La misma energía se absorbe si se calienta 1 kg de una sustancia hasta que se funde.

Curvas de calentamiento Puedes graficar el cambio de temperatura de una sustancia conforme se calienta, como se muestra en la **figura 10.23**. Este tipo de gráfica se llama curva de calentamiento. En la curva de calentamiento del agua, por ejemplo, las líneas ascendentes muestran, primero, el cambio de temperatura conforme el hielo sólido se calienta hasta el punto de fusión, luego, el cambio de temperatura conforme el agua líquida se calienta hasta el punto de ebullición, y finalmente, el aumento de temperatura conforme el vapor se calienta. Las mesetas representan periodos en los que se libera o se absorbe calor, pero sin que haya cambios en la temperatura. Estas mesetas ocurren en el punto de fusión y en el punto de ebullición. La forma general de este tipo de gráficas es característica de todas las sustancias sólidas que se calienten desde sólidas hasta líquidas y, posteriormente, hasta gaseosas.



■ **Figura 10.23** Una muestra de 0.100 kg de hielo a –20°C se calienta hasta vapor de agua, a 120°C. La línea ascendente muestra la elevación de la temperatura del hielo, agua y vapor de agua. Observa cómo la gráfica es plana durante los cambios de estado. En estos puntos, la energía añadida se utiliza para vencer las fuerzas interpartícula que mantienen a las moléculas juntas en el estado sólido o el líquido, y la temperatura no cambia. Una vez que el cambio de estado ha ocurrido por completo, la temperatura comienza a subir de nuevo.

Infiere ***¿En qué parte de la gráfica podrías colocar la foto de agua hirviendo?***



Curvas de enfriamiento También puedes graficar curvas de enfriamiento para las sustancias, como se muestra en la **figura 10.24**. Las curvas de enfriamiento son, simplemente, las curvas de calentamiento expresadas al revés: las líneas que decaen representan periodos en donde se libera calor y la temperatura decae; las mesetas representan periodos donde la energía se libera pero no hay cambio de temperatura. Si comparas las **figuras 10.23** y **10.24** podrás ver que el punto de fusión del agua, indicado por la meseta a 0°C en la curva de calentamiento, es el mismo que el punto de congelamiento, indicado por la meseta a 0°C en la curva de enfriamiento. Los puntos de fusión y de congelamiento de una sustancia son iguales si la presión es la misma.

Conexión de ideas

La teoría cinética de la materia explica las propiedades de los sólidos, líquidos y gases así como los cambios de estado en términos de las fuerzas interpartícula y energía. También relaciona, de forma cuantitativa, la presión, el volumen y la temperatura de los gases. Al estudiar el comportamiento de los gases en diferentes condiciones, podrás entender el comportamiento de la materia.

■ **Figura 10.24** A medida que se enfría una muestra de 0.100 kg de vapor de agua, a 120°C, se licua hasta agua, luego se congela hasta hielo y después se enfría a –20°C. La gráfica baja mientras se enfría el vapor. Su nivel se mantiene mientras el vapor se condensa, baja nuevamente cuando todo el vapor se ha condensado y continúa bajando a medida que el agua líquida se congela.

Infiere ***¿En qué parte de la gráfica podrías colocar la foto del congelador lleno de comida congelada?***

Sección 10.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Los cambios en la temperatura de una sustancia indican cambios en la energía cinética promedio de sus partículas.
- La temperatura de una sustancia expresada en la escala Kelvin, es directamente proporcional a la energía cinética promedio de sus partículas.
- En el punto de ebullición de una sustancia, la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa sobre el líquido.
- La temperatura de una sustancia permanece constante mientras experimenta un cambio de estado en los puntos de fusión y ebullición.

7. Idea PRINCIPAL **Explica** En términos de cambios en la energía total, ¿cuál es la diferencia entre la fusión de 1 kg de agua a 0°C y el congelamiento de 1 kg de agua a 0°C?

8. Acomoda las siguientes lecturas de temperatura en orden decreciente.

32.0°F, 32.0°C, 32.0 K, 102.1°C, 102.1 K

9. Infiere ¿Por qué el agua contenida en un matraz empieza a hervir a temperatura ambiente si se elimina el aire del matraz?

10. Analiza ¿Por qué la mayoría de los elementos son sólidos a temperatura ambiente?

11. Explica por qué, con frecuencia, se utilizan líquidos volátiles como propelentes en los recipientes de los aerosoles de pinturas y desodorantes.

CAPÍTULO 10

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea La teoría cinética de la materia explica las propiedades de los sólidos, líquidos y gases.

Sección 10.1 Comportamiento físico de la materia

Idea PRINCIPAL Los estados más comunes de la materia son sólido, líquido y gaseoso.

Vocabulario

- cristal líquido (p. 345)
- gas (p. 339)
- gas ideal (p. 341)
- líquido (p. 338)
- movimiento browniano (p. 339)
- plasma (p. 345)
- presión (p. 341)
- red cristalina (p. 343)
- sólido (p. 338)
- sólido amorfo (p. 343)
- teoría cinética de la materia (p. 340)

Conceptos clave

- Los tres estados más comunes de la materia son el sólido, el líquido y el gaseoso.
- La teoría cinética de la materia establece que las partículas de materia están en movimiento constante.
- Las fuerzas entre partículas determinan si una sustancia sometida a condiciones particulares de temperatura y presión es un sólido, un líquido o un gas.
- El plasma, el cuarto estado de la materia, es el estado de la materia más abundante en el universo, pero el menos frecuente en la Tierra.

Sección 10.2 Energía y cambios de estado

Idea PRINCIPAL La materia cambia de estado cuando su energía aumenta o disminuye.

Vocabulario

- calor de evaporación (p. 359)
- calor de fusión (p. 362)
- cero absoluto (p. 347)
- condensación (p. 354)
- deposición (p. 354)
- difusión (p. 349)
- escala Kelvin (p. 347)
- evaporación (p. 350)
- joule (J) (p. 358)
- kelvin (K) (p. 347)
- presión de vapor (p. 355)
- punto de congelamiento (p. 362)
- punto de ebullición (p. 356)
- punto de fusión (p. 362)
- sublimación (p. 354)
- temperatura (p. 346)

Conceptos clave

- Los cambios en la temperatura de una sustancia indican cambios en la energía cinética promedio de sus partículas.
- La temperatura de una sustancia expresada en la escala Kelvin, es directamente proporcional a la energía cinética promedio de sus partículas.
- En el punto de ebullición de una sustancia, la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa sobre el líquido.
- La temperatura de una sustancia permanece constante mientras experimenta un cambio de estado en los puntos de fusión y ebullición.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

12. Compara y contrasta la evaporación y la ebullición.

13. ¿Cuál es la diferencia entre un material amorfo y uno sólido?

14. ¿Por qué la mayoría de los sólidos de moléculas covalentes tienen puntos de fusión menores que los sólidos iónicos?

15. Describe cómo es afectada la presión de vapor al aumentar la temperatura.

16. ¿Por qué los líquidos son menos compresibles que los gases?

17. ¿Cómo es la presión que ejerce un gas?

18. ¿Cuál es la diferencia entre un gas real y un gas ideal?

Aplicación de conceptos

19. ¿Cuál es la cantidad de energía que se absorbe cuando 5.00 g de agua se evaporan a 100°C?

20. Explica por qué es común que un radiador de un carro llegue a ebullición durante un viaje por las montañas, a pesar de que el aire es más frío.

Química cotidiana

21. ¿Por qué es necesario colocar los alimentos en cámaras de baja presión durante el secado por congelación?

Conexión con el Arte

22. ¿Cómo se utilizan las propiedades de los gases en la elaboración del vidrio soplado?

Química y tecnología

23. ¿Se puede utilizar la destilación fraccionada para separar las sustancias de una mezcla? Explica tu respuesta.

Razonamiento crítico

Interpreta los datos

24. A continuación se proporcionan las temperaturas de los puntos de ebullición de cinco líquidos, ya sea en Celsius o Kelvin. Calcula la información que falta en la **tabla 10.1**. Elabora una lista con los líquidos ordenados de menor a mayor punto de ebullición.

Tabla 10.1 Puntos de ebullición

Líquido	Kelvin	Celsius
Acetona (C_3H_6O)	329 K	
Heptano (C_7H_{16})		98°C
Nitrometano (CH_3NO_2)	374 K	
Benceno (C_6H_6)		80°C
Trióxido de azufre (SO_3)	318 K	

Compara y contrasta

25. Una muestra de $Cl_2(g)$ y otra de $N_2(g)$ se encuentran a 25°C. Compara la energía cinética promedio y la velocidad probable de las moléculas de los gases.

Realiza predicciones

26. ¿Cómo supones que sea el punto de ebullición del agua en la ribera del Mar Muerto, que está a 400 m bajo el nivel del mar, mayor o menor que 100°C? Explica tu predicción.

Infiere

27. ¿Qué forma esperarías que debiera tener una cápsula de evaporación? Explica.

Compara y contrasta

28. ¿Por qué el HCl hierve a mayor temperatura que el H_2?

Infiere

29. Explica por qué un material amorfo tiene un intervalo de puntos de fusión en lugar de un punto de fusión fijo.

Realiza comparaciones

30. De las partículas de los siguientes gases, ¿cuáles tienen la velocidad promedio más alta? ¿Cuál es la más baja? Toma en cuenta que el NF_3 es el de mayor masa y el CH_4 el de menor.

a) monóxido de carbono (CO) a 90°C.
b) trifluoruro de nitrógeno (NF_3) a 30°C.
c) metano (CH_4) a 90°C.
d) monóxido de carbono (CO) a 30°C.

Capítulo 10 Evaluación

Utiliza una tabla

31. Examina la **tabla 10.2** y responde las siguientes preguntas.

- **a)** ¿Cuáles sustancias son gases a 50°C? ¿A 250°C?
- **b)** ¿Cuáles sustancias son líquidos a 50°C? ¿A 250°C?
- **c)** ¿Cuáles sustancias son sólidos a 50°C? ¿A 250°C?
- **d)** ¿Cuál sustancia tiene el menor intervalo de temperatura en estado líquido?
- **e)** ¿Sería más fácil contestar el inciso d) si se hubiera utilizado la escala Kelvin de temperatura? Explica tu respuesta.

Tabla 10.2 Puntos de congelamiento y de ebullición

Sustancia	Punto de congelamiento (°C)	Punto de ebullición (°C)
Bromo	–7	58
Mercurio	–39	357
Propano	–188	–42
Radón	–71	–62
Plata	961	2 195

Interpreta una gráfica

32. QuimiLab ¿Qué puedes decir acerca del material cuya curva de calentamiento se muestra en la **figura 10.25**?

Figura 10.25

Realiza predicciones

33. MiniLab 10.1 ¿Cómo cambiaría el resultado del experimento si primero hubieras calentado el NH_3?

Infiere

34. MiniLab 10.2 ¿Cómo se afecta la velocidad de evaporación de las moléculas covalentes no polares por su masa molecular?

Revisión acumulativa

35. ¿Qué es la ley periódica moderna? ¿Cuál es la diferencia de la ley periódica de acuerdo con Mendeleev? (*Capítulo 3*)

36. Explica cómo influye el radio atómico sobre la reactividad de los metales alcalinotérreos. (*Capítulo 8*)

Prueba de habilidades

37. El etanol hierve a 79°C y se funde a –114°C. Se calientan unos cuantos gramos de etanol de –130°C a +130°C. Elabora una gráfica de la curva de calentamiento del etanol. Muestra el tiempo en el eje horizontal y la temperatura en el eje vertical.

ESCRIBIENDO Química

38. Escribe un ensayo en donde compares las estructuras cristalinas del cloruro de sodio, el diamante y un metal como el cobre. Ilustra cada tipo de cristal con un dibujo.

39. Investiga sobre los cristales líquidos. Escribe un reporte sobre sus características y propiedades más significativas.

Resolución de problemas

40. El etanol se funde a –114°C. Expresa el punto de fusión del etanol en la escala Kelvin.

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Puntos de ebullición y de fusión de elementos metálicos				
Elemento metálico	Punto de ebullición (°C)	Punto de ebullición (K)	Punto de fusión (°C)	Punto de fusión (K)
Uranio	1 132	?	3 818	?
Oro	?	1 337	?	3 080
Cobre	1 083	1 356	2 567	?
Plata	962	1 235	962	?
Plomo	?	600	?	2 013

Usa la tabla de arriba para responder las preguntas 1-3.

1. El punto de fusión del uranio es
a) 859 K. **c)** 1 405 K.
b) 1 132K. **d)** 4 091 K.

2. El punto de fusión del plomo es
a) 1 740°C. **c)** 2 286°C.
b) 1 740 K. **d)** 2 286 K.

3. ¿Cuál de los elementos tiene el mayor punto de fusión en la escala Kelvin?
a) plomo. **c)** oro.
b) cobre. **d)** uranio.

4. ¿Cuál de los siguientes tiene un volumen definido pero no una forma definida?
a) gas. **c)** sólido.
b) líquido. **d)** plasma.

5. ¿Cuál de las siguientes acciones NO puede utilizarse para acelerar una reacción?
a) aumentar la temperatura.
b) aumentar la concentración.
c) adicionar un catalizador.
d) disminuir la temperatura.

6. Un orbital *d* puede tener un máximo de
a) 2 electrones. **c)** 10 electrones.
b) 6 electrones. **d)** 18 electrones.

7. ¿Cuál de los siguientes enunciados sobre los metales alcalinotérreos es verdadero?
a) Los metales alcalinotérreos tienen las mismas propiedades que los metales alcalinos.
b) Los metales alcalinotérreos son los metales más reactivos.
c) Los metales alcalinotérreos son más densos y más duros que los metales alcalinos.
d) Los metales alcalinotérreos tienden a perder tres electrones de valencia para formar iones con carga positiva.

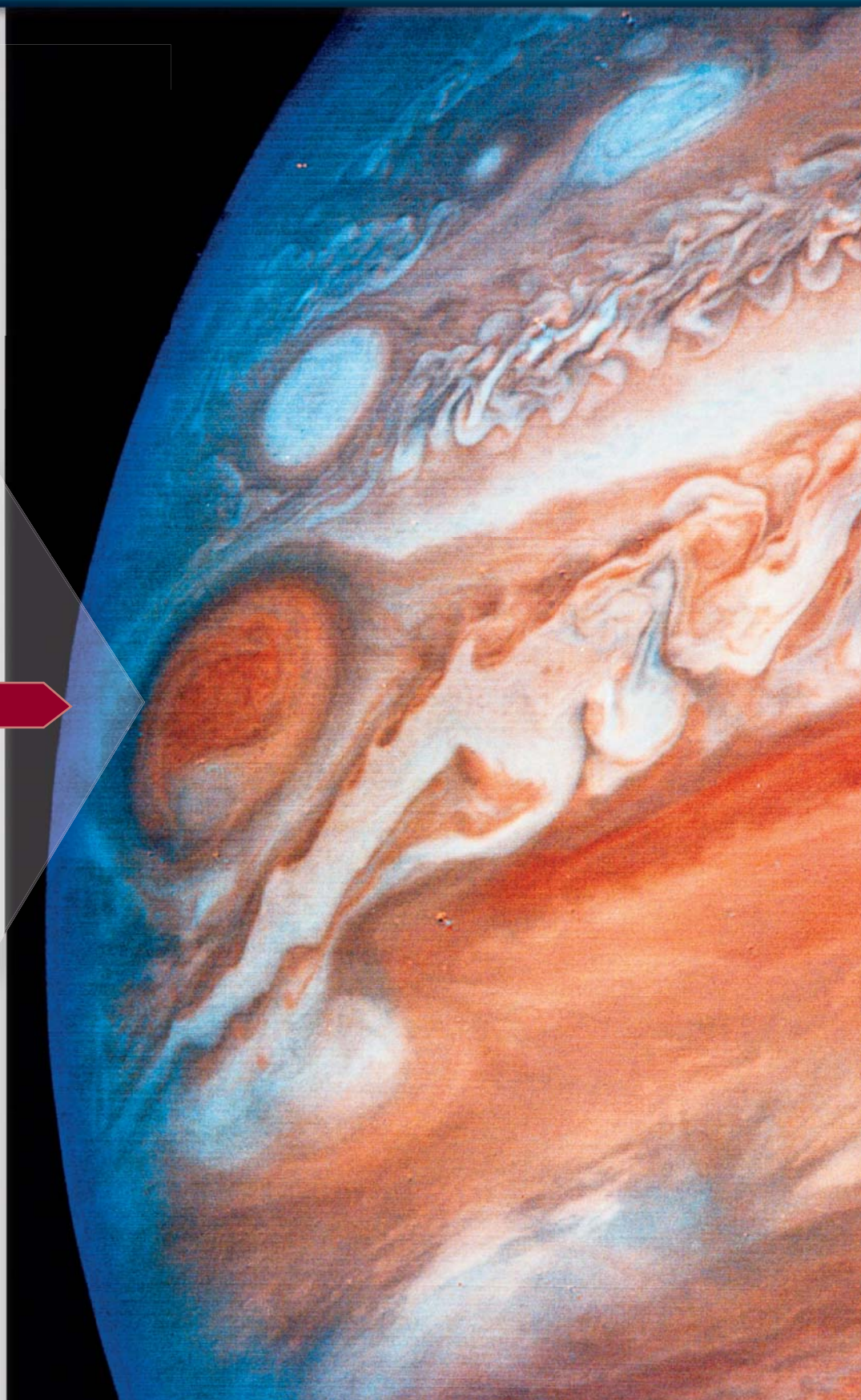
8. ¿Cuál de los siguientes enunciados sobre el efecto pantalla es verdadero?
a) El efecto pantalla aumenta conforme se sube en una columna de elementos.
b) Los niveles de energía internos bloquean la atracción entre el núcleo y los electrones de valencia.
c) Los niveles de energía añadidos bloquean la atracción entre otros iones y el núcleo de un átomo.
d) El efecto pantalla en los átomos genera un aumento en la electronegatividad de un átomo.

9. Un átomo de plutonio
a) puede ser dividido en partículas más pequeñas que conservarán todas las propiedades del plutonio.
b) no puede ser divido en partículas más pequeñas que conserven todas las propiedades del plutonio.
c) no posee las mismas propiedades que un conjunto de átomos de plutonio.
d) no puede ser imaginado utilizando la tecnología actual.

¿NECESITAS AYUDA?									
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Repasa la sección . . .	10.2	10.2	10.2	10.1	6.3	7.1	8.1	9.1	2.1

CAPÍTULO 11

Comportamiento de los gases



GRAN Idea **Los gases responden de maneras predecibles a la presión, la temperatura, el volumen y los cambios en el número de partículas.**

11.1 Presión de un gas

Idea PRINCIPAL La presión de un gas se relaciona con el número de partículas del gas y con el movimiento de dichas partículas.

11.2 Las leyes de los gases

Idea PRINCIPAL Para una cantidad fija de un gas, un cambio en una variable —presión, temperatura o volumen— afecta a los otros dos.

Hechos químicos

- La Gran Mancha Roja en el planeta Júpiter es una tormenta de gases dentro de la turbulenta atmósfera.
- Cuatro planetas de nuestro sistema solar —Júpiter, Saturno, Urano y Neptuno— carecen de superficies sólidas y se conocen como gigantes gaseosos.
- Las temperaturas interiores de estos planetas varían de 7 000 a más de 20 000 K.

INTRO Lab

Volumen y temperatura de un gas

¿Cómo afecta un cambio de temperatura al aire dentro de un globo?

Materiales

- cubeta con capacidad de 5 litros
- globo esférico
- hielo
- cuerda

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todos los materiales que usarás.
2. Infla un **globo esférico** y amárralo fuerte.
3. Llena aproximadamente la mitad de la **cubeta** con **agua** fría y agrega **hielo**.
4. Utiliza una **cuerda** para medir la circunferencia del globo.
5. Agita el agua de la cubeta para igualar la temperatura. Sumerge el globo en el agua con hielo durante 15 minutos.
6. Saca el globo del agua. Mide su circunferencia.

Análisis

1. **Infiere** ¿Qué ocurre con el tamaño del globo cuando baja su temperatura?

Indaga ¿Qué esperarías que sucediera con el tamaño del globo si la temperatura aumenta?

Química en línea

Visita glencoe.com para:

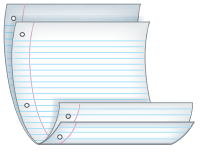
- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Aplastado de latas***

FOLDABLES Organizador de estudio

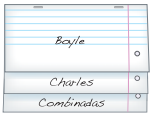
Las leyes de los gases Elabora el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar tu estudio sobre las leyes de los gases.

PASO 1 Pon dos hojas de papel una sobre la otra de manera vertical, con los bordes superiores separados aproximadamente 2 cm.

PASO 2 Dobla los bordes inferiores de las hojas para formar tres fichas iguales. Pliega el doblez para mantener las fichas en su lugar.



PASO 3 Engrapa a lo largo del doblez. Rotula las fichas de superior a inferior como sigue: *Boyle*, *Charles* y *Combinadas*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable con la sección 11.2.** Cuando leas esta sección resume las leyes de los gases con tus palabras.

Sección 11.1

Objetivos

- **Formular** los efectos que se producen al cambiar el número de partículas, la masa, la temperatura, la presión y el volumen de un gas, usando la teoría cinética.
- **Medir** la presión atmosférica.
- **Demostrar** la capacidad para usar el análisis dimensional para convertir las unidades de presión

Revisión de vocabulario

difusión: proceso por el cual las partículas de materia llenan un espacio debido a su movimiento aleatorio

Vocabulario nuevo

barómetro
presión atmosférica estándar (atm)
pascal (Pa)

Presión de un gas

Idea PRINCIPAL La presión de un gas se relaciona con el número de partículas del gas y con el movimiento de esas partículas.

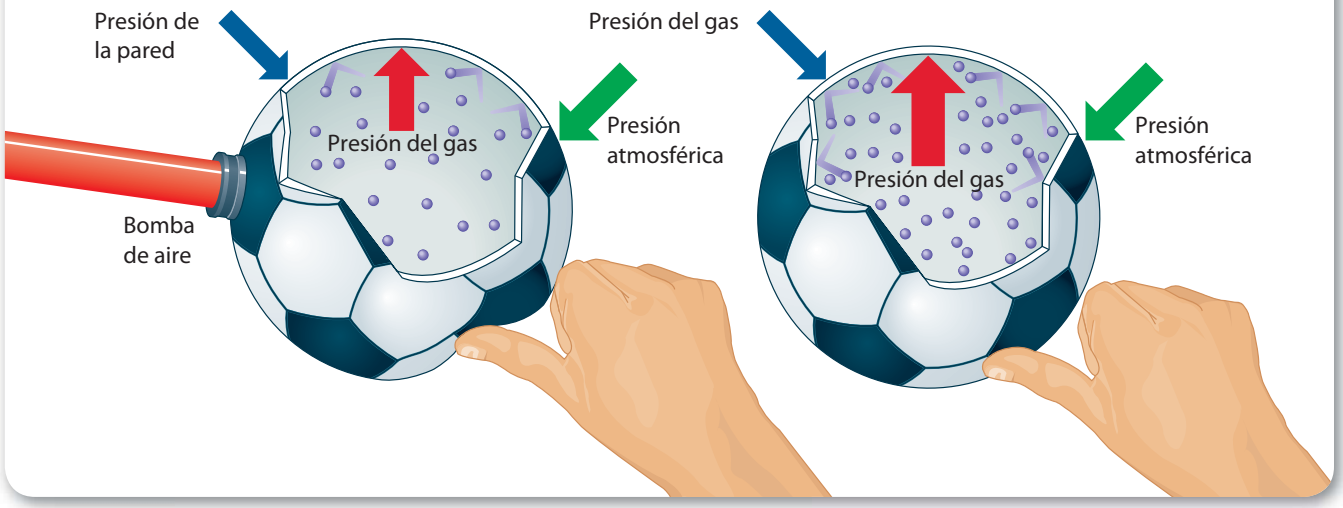
Vínculo con el mundo real Tal vez te sorprenda ver que un tractor de remolque que se ha volcado pueda enderezarse colocándole debajo varias bolsas de aire. Aunque no te resulta extraño que pueda sostenerse con 18 llantas infladas con aire. El aire puede levantar el vehículo y sostenerlo porque es una mezcla de gases y éstos ejercen presión.

Definición de presión de un gas

A menos que un balón tenga un pinchazo evidente, a simple vista no puedes saber si está desinflado o no. Para ello tendrías que apretarlo. Cuando aprietas el balón, estás revisando la presión del aire que hay dentro de él. Si el balón se siente blando, sabes que necesita inflarse con más aire. La **figura 11.1** muestra cómo aumenta la presión dentro de un balón de futbol cuando se llena de aire.

¿Cómo explica la teoría cinética los cambios en la presión de un gas? Recuerda del capítulo 10 que la teoría cinética de la materia establece que todas las partículas submicroscópicas de la materia, es decir, los átomos, iones y moléculas, están en un movimiento aleatorio constante. Las partículas en el aire están en un movimiento constante. La presión que ejercen es resultado de la fuerza de las colisiones cuando las partículas chocan contra las paredes del balón. La presión ejercida por las partículas del aire dentro de un balón equilibra las otras dos presiones: la presión ejercida por la atmósfera (el aire fuera del balón) y la presión ejercida por la pared del balón mismo.

Figura 11.1 Al bombear más aire en el balón de futbol desinflado (izquierda), el número de partículas de gas dentro del mismo aumenta. Como resultado, las partículas golpean el interior de la pared del balón con más frecuencia y la presión se incrementa (derecha). Este incremento en la presión se compensa con un incremento en la presión de la pared dura. Como resultado, el balón se vuelve firme y rebota.



■ **Figura 11.2** La masa del balón de la izquierda es mayor que la masa del de la derecha. El balón de la izquierda tiene mayor masa porque tiene más aire dentro de sí y, por tanto, tiene una presión mayor que el de la derecha.

Explica ***por qué la presión se incrementa cuando la masa aumenta.***

Número de partículas y presión de un gas Recordarás, del capítulo 10, que la presión de un gas es la fuerza por unidad de área que las partículas del gas ejercen sobre las paredes de los recipientes que las contienen. Como es de esperar, *más* partículas de aire dentro del balón significan más masa en su interior. En la **figura 11.2**, un balón de baloncesto no se infló por completo, mientras que otro balón idéntico se infló con más aire. El balón que contiene más aire tiene mayor presión y mayor masa.

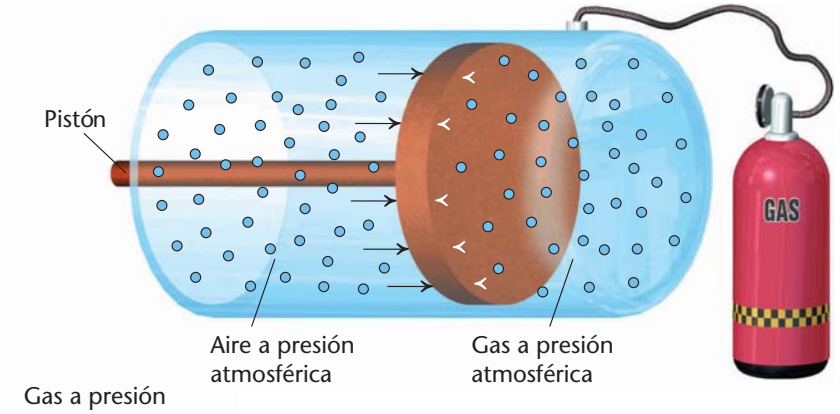
Mediante observaciones y mediciones similares, desde el siglo XVIII los científicos ya sabían que la presión de un gas es directamente proporcional a su masa. De acuerdo con la teoría cinética, toda la materia se compone de partículas que están en continuo movimiento, y la presión se debe a la fuerza con la que las partículas de un gas golpean las paredes de los recipientes que las contienen. Cuanto más frecuentes sean las colisiones de las partículas del gas contra las paredes que las contienen, mayor será la presión. En consecuencia, la presión es directamente proporcional al número de partículas. Por ejemplo, al duplicar el número de partículas de gas en un balón, la presión aumenta al doble.

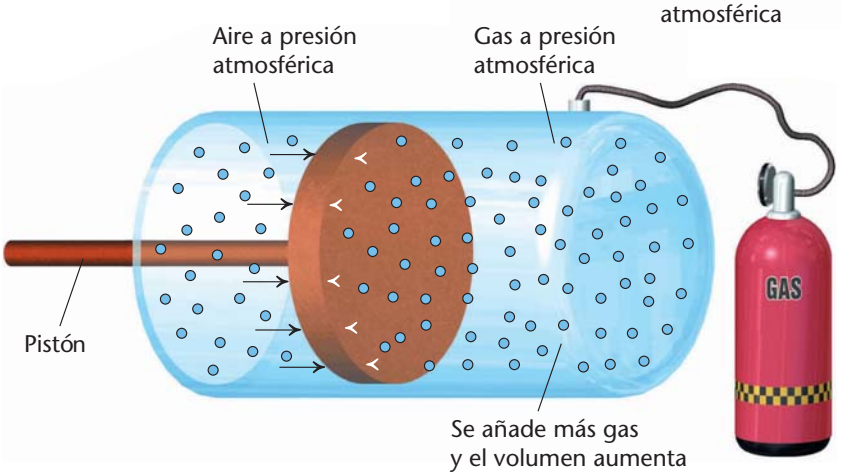
O bien, si el número de partículas de gas en un balón de baloncesto se reduce a la mitad, la presión también se reduce a la mitad.

■ **Figura 11.3** La posición del pistón relaciona la presión de las partículas en cada una de las caras del pistón.

Describe ***la presión en cada lado del pistón en función del número de colisiones entre las partículas de gas y la superficie del pistón.***

El continuo bombardeo de moléculas y átomos del aire ejerce una presión constante sobre la cara externa del pistón. Esta presión equilibra la presión provocada por el gas encerrado que bombardea la cara interna del pistón (derecha).





Cuando se añade más gas al cilindro, el pistón es empujado hacia afuera (izquierda). Cuando la presión del nuevo volumen dentro del cilindro se iguala con la presión atmosférica, el pistón deja de moverse.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre la presión de vapor, visita glencoe.com.

Para demostrar que mediante el empleo de un gas a temperatura constante se puede hacer un trabajo, examinemos la acción de un émbolo o pistón, como ilustra la **figura 11.3**. El émbolo dentro del cilindro es semejante a la tapa de un frasco porque lo cierra herméticamente, pero también funciona como una pared móvil. Cuando se añade un gas, como se muestra en el cilindro superior, las partículas del gas empujan el pistón hacia fuera hasta que la presión de adentro se equilibra con la presión atmosférica.

Si se introduce más gas en el cilindro, el número de partículas se incrementa y la cantidad de colisiones contra las paredes del recipiente aumenta momentáneamente. Como la fuerza en la cara interna del pistón ahora es mayor que la de su cara externa, el pistón se desplaza hacia afuera. A medida que el gas se distribuye en el volumen mayor, el número de colisiones por unidad de área en el lado interno del pistón disminuye. En consecuencia, la presión del gas dentro del recipiente disminuye hasta que iguala la presión atmosférica y el pistón se detiene en su nueva posición. La presión atmosférica se mantiene constante mientras el pistón se mueve y el gas se expande.

Temperatura y presión ¿Cómo influye la temperatura en el comportamiento de un gas? En el capítulo 10 estudiaste que a una mayor temperatura, las partículas de un gas tienen mayor energía cinética. Las partículas se mueven más rápido y chocan con más frecuencia y más fuerza con las paredes del recipiente, así que la presión aumenta. Si el volumen del recipiente y el número de partículas del gas no cambian, la presión del gas disminuye de forma directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

¿Qué pasaría si el volumen, como sucede con el pistón de la **figura 11.3**, no se mantiene constante? ¿Cómo afectaría un cambio de temperatura al volumen y a la presión de un gas? Si se aumenta la temperatura del gas que está adentro de la cámara con pistón, la presión aumentará momentáneamente. Pero si se permite que el gas se expanda conforme se incrementa la temperatura, la presión se mantiene igual a la presión atmosférica, y el volumen se expande. Por tanto, el volumen de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

Cuando el cilindro mostrado en la **figura 11.3** está en el motor de un automóvil, el otro extremo de la varilla o eje del pistón va unido al cigüeñal. Si la mezcla de gasolina y aire se inflama y hace explosión dentro del cilindro, se producen gases. El gas dentro del cilindro se expande porque el calor de la combustión eleva la temperatura. La presión de los gases expandidos empuja al pistón hacia fuera. El movimiento alternado del eje del pistón que entra y sale del cilindro acciona el cigüeñal y proporciona energía a las ruedas para que el vehículo avance.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 873 para llevar a cabo un **aplastado de latas**

MiniLab 11.1

Masa y volumen de un gas

¿Puedes determinar algunas propiedades de los gases a partir del hielo seco sublimado? Recuerda del capítulo 4 que una propiedad del dióxido de carbono es que cambia directamente de sólido (hielo seco) a gas. En otras palabras, se sublima.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que usarás.
2. Coloca una **bolsa de plástico con cierre** pequeña sobre el platillo de una **balanza** calibrada. Ponte unos guantes y usa unas **pinzas** para meter un trozo de **hielo seco** de 20 a 30 g en la bolsa.
3. Mide la masa de la bolsa con el hielo y anótala. Presiona rápidamente la bolsa para expulsar el aire y ciérrala.
4. De inmediato mete la bolsa dentro de una **bolsa de plástico transparente** más grande para que puedas observar el proceso de sublimación. Cuando la bolsa interior se llene de gas, abre el cierre. De inmediato saca la bolsa con el hielo seco de la bolsa más grande. Presiónala para sacar el gas y ciérrala de nuevo.
5. Mide y anota la masa de la bolsa y su contenido.
6. Ponte unos guantes y con unas pinzas saca el hielo seco de la bolsa y deséchalo.

7. Determina el volumen de la bolsa interior que contenía el hielo seco, para hacerlo llénala con agua y después vacíala en una probeta graduada para medir su volumen. Anota su volumen.
8. Repite los pasos 2 a 7 con bolsas más pequeñas y trozos de hielo seco más chicos.

Análisis

1. **Calcula** la masa del dióxido de carbono que se sublimó en cada ensayo.
2. **Calcula** la razón de la masa dividiendo la masa del CO_2 sublimado en el ensayo 1 entre la masa que se sublimó en el ensayo 2. Calcula la razón del volumen del CO_2.
3. **Compara** las razones entre el volumen y la masa.
4. **Infiere** ¿Qué puedes deducir sobre la relación entre el volumen y la masa de un gas?

Aparatos para medir la presión

Aunque puedas comparar una propiedad como la presión de un gas con sólo tocar balones que están parcial o completamente inflados, este método no te da una medida exacta de las dos presiones. Lo que se necesita es un aparato para medirla.

El barómetro Uno de los primeros instrumentos para medir la presión de un gas fue el **barómetro**, diseñado por el científico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647). Este instrumento mide la presión ejercida por la atmósfera. El barómetro de Torricelli era tan sensible que mostraba la diferencia de presión atmosférica entre la parte superior e inferior de una escalera. La **figura 11.4** explica cómo funcionaba el barómetro de Torricelli.

En el barómetro, la altura de la columna de mercurio mide la presión atmosférica. Vivimos en el fondo de un océano de aire. La presión del océano de partículas de aire presiona hacia abajo sobre el mercurio en el tubo cerrado. Si alguna vez has buceado en el mar sabes que si te sumerges a mayor profundidad la presión que ejerce el agua sobre tu cuerpo es mayor. Asimismo, las presiones atmosféricas más altas se presentan en las altitudes más bajas. Si subes a una montaña, la presión atmosférica disminuye porque ahí la profundidad general del aire que está sobre ti es menor que en la base de la montaña.

Una de las unidades que se utilizan para medir la presión se define al emplear el barómetro de Torricelli. La **atmósfera estándar** (atm) se define como la presión que soporta una columna de 760 mm de mercurio. Esta definición puede representarse por medio de la siguiente ecuación:

$$1.00 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

Debido a que la presión atmosférica se mide con un barómetro, por lo general se le llama presión barométrica. Un aumento en la presión barométrica indica un incremento en la presión del aire y una disminución en la presión barométrica indica una disminución en la presión del aire.

El manómetro Desafortunadamente, el barómetro sólo puede medir la presión atmosférica. No funciona para medir la presión del aire contenido en un neumático de bicicleta o dentro de un tanque de oxígeno. Se necesita un instrumento que pueda colocarse en el neumático o en el tanque. Este manómetro debe tener una respuesta regular y visible ante los cambios de presión. Si alguna vez has medido la presión de un neumático inflado de una bicicleta, ya estás familiarizado con ese aparato.

Cuando aplicas un manómetro al vástago de la válvula de un neumático, el aire presurizado del neumático se apresura hacia el manómetro y se mide. Estás midiendo la presión por encima de la presión atmosférica. Las presiones que sugieren los fabricantes para inflar un neumático son presiones manométricas, es decir, se leen con un manómetro. Un barómetro mide la presión absoluta, esto es, la presión total producida por todos los gases, incluyendo la atmósfera. Para determinar la presión absoluta de un neumático inflado, debes sumar la presión barométrica a la presión manométrica.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Barómetro

de la palabra griega *baros,* que significa *pesado* y la palabra griega *metron*, que significa *medir*.

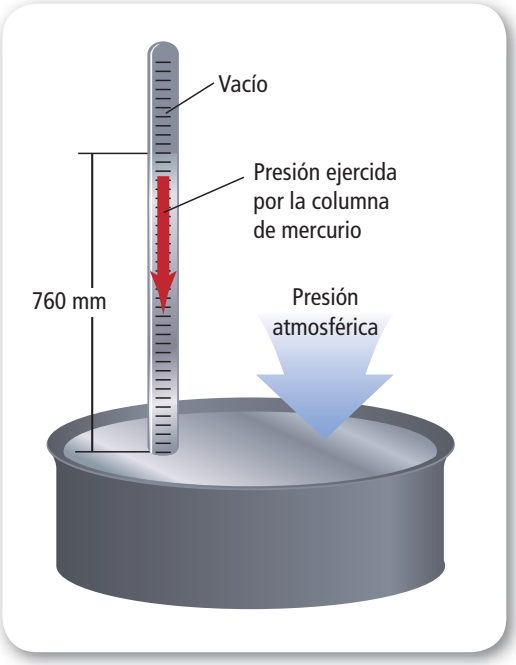


Figura 11.4 Torricelli fue el primero en mostrar que la atmósfera ejercía presión. El barómetro consiste en un tubo con mercurio que descansa sobre un recipiente también con mercurio. Como este elemento forma una columna dentro del tubo cerrado, se puede concluir que la atmósfera ejerce una presión sobre la superficie expuesta del mercurio que hay en el recipiente. Esta presión, transmitida por la superficie del líquido en el recipiente, soporta la columna de mercurio.

CÓMO FUNCIONA

El manómetro de los neumáticos

Un manómetro de neumáticos, mostrado en la **figura 1**, es un aparato que puede medir la presión del aire contenido en un neumático inflado o de un balón de baloncesto. Ya que un neumático desinflado contiene un poco de aire a presión atmosférica, el manómetro sólo registra la cantidad en la que su presión sobrepasa a la atmosférica.

El manómetro de los neumáticos más común es casi igual en tamaño y forma a un bolígrafo. Es uno de los aparatos más útiles para revisar la presión de los neumáticos y para inflarlos con regularidad a la presión adecuada y así asegurar su mantenimiento y seguridad.

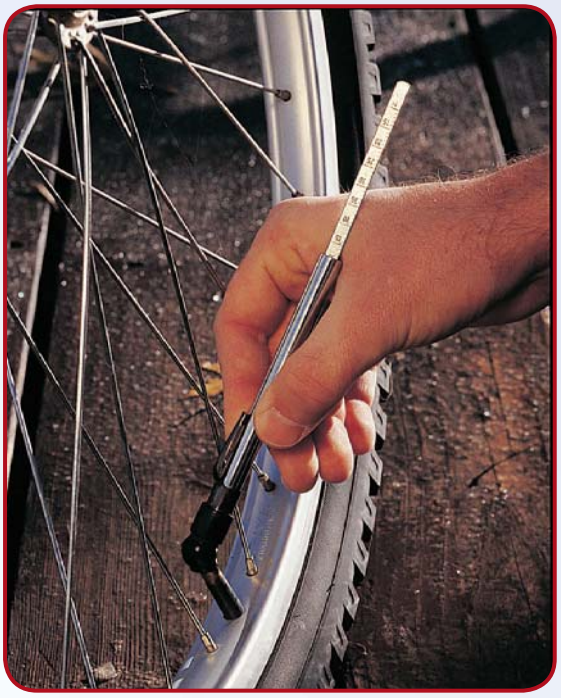
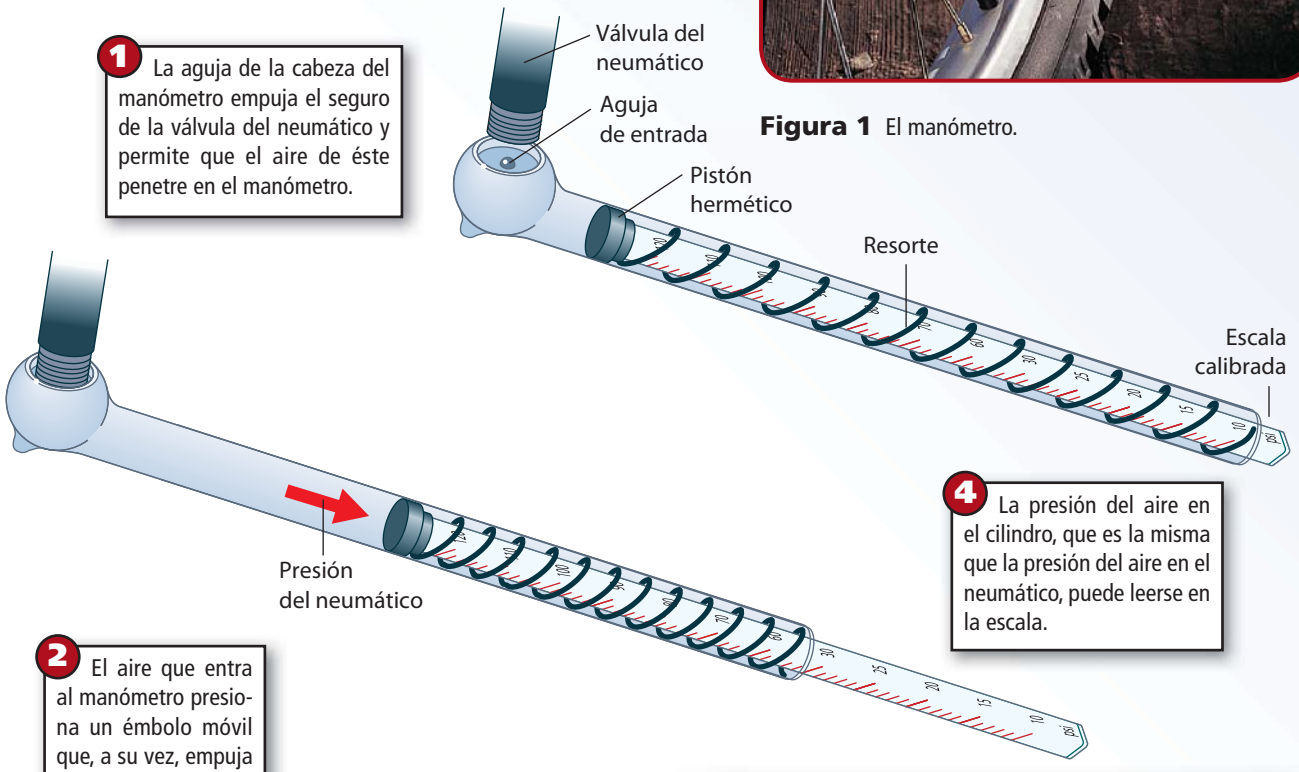


Figura 1 El manómetro.



1 La aguja de la cabeza del manómetro empuja el seguro de la válvula del neumático y permite que el aire de éste penetre en el manómetro.

2 El aire que entra al manómetro presiona un émbolo móvil que, a su vez, empuja una escala calibrada corrediza.

3 El émbolo se desliza por el cilindro y comprime el resorte hasta que la fuerza del aire que presiona el émbolo es igual a la fuerza del resorte comprimido por éste.

4 La presión del aire en el cilindro, que es la misma que la presión del aire en el neumático, puede leerse en la escala.

Razonamiento crítico

1. **Describe** ¿Qué indica la lectura de la escala acerca de la relación entre la compresión del resorte y la presión?
2. **Explica** si un manómetro debe calibrarse cuando se utiliza en lugares donde la presión atmosférica es menor que la del nivel del mar.

NOTICIAS de la materia

El peso de una estampilla ejerce una presión de aproximadamente un pascal en la superficie de un sobre.

Unidades de presión

Ya has aprendido que la presión atmosférica se mide en mm Hg. En el capítulo 10 viste que la presión atmosférica es la fuerza por unidad de área que ejercen los gases de la atmósfera sobre la superficie de la Tierra. En la **figura 11.5** se muestran otras dos unidades que se utilizan para medir la presión de una atmósfera estándar.

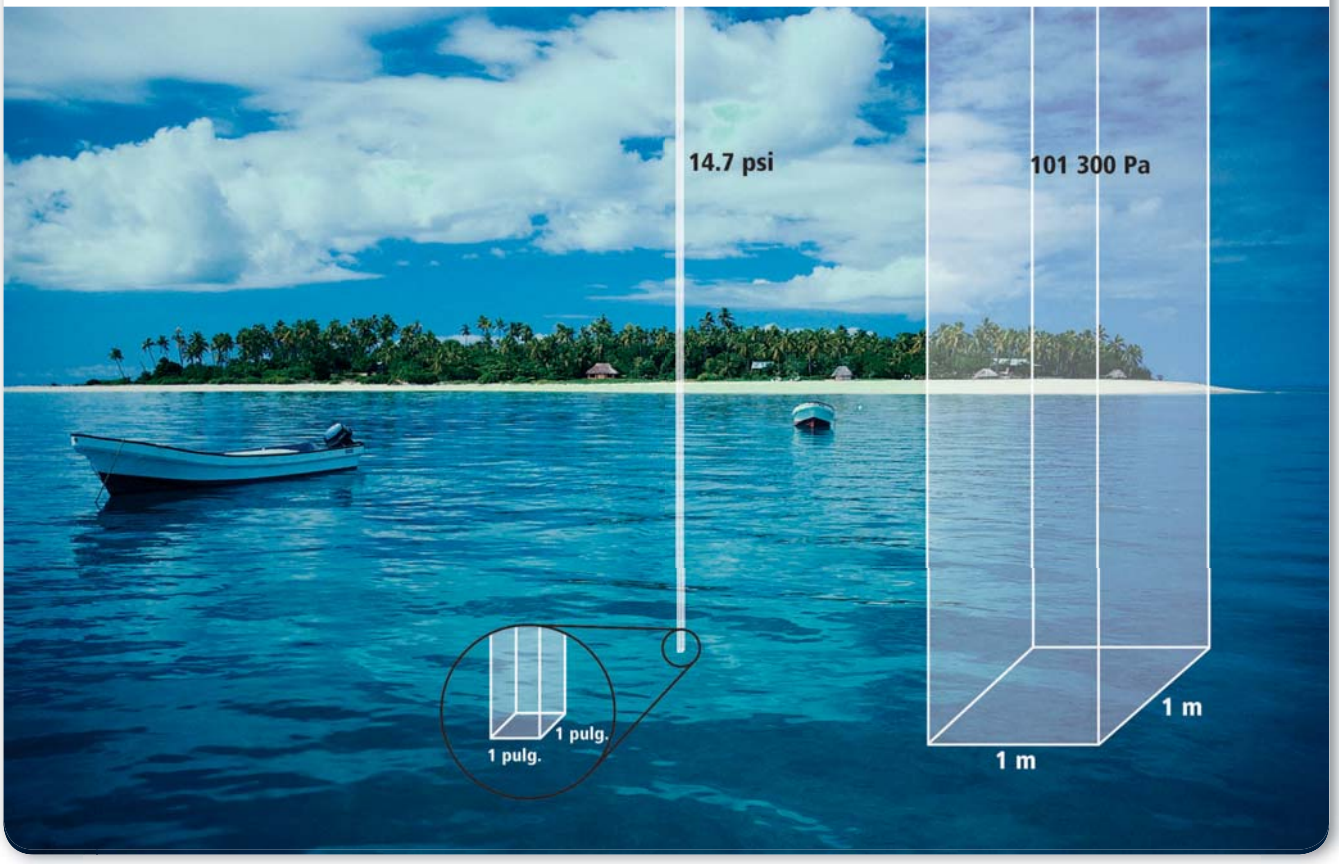
La unidad del SI para medir la presión es el **pascal (Pa)**, llamado así en honor del físico francés Blas Pascal (1623-1662). Ya que el pascal es una unidad de presión pequeña, conviene más usar el kilopascal. Como viste en el capítulo 1, el prefijo kilo significa 1 000; por tanto 1 kilopascal (kPa) equivale a 1 000 pascales. Por consiguiente, una atmósfera estándar equivale a 101.3 kilopascales.

En la **tabla 11.1** de la página 377 se muestra la atmósfera estándar en unidades equivalentes. Como hay distintas unidades de presión, la comunidad internacional de científicos recomienda que todas las mediciones de presión se realicen mediante el empleo de unidades del SI. Sin embargo, las unidades de libras por pulgada cuadrada (psi) se siguen utilizando mucho en ingeniería y en casi todas las aplicaciones no científicas en Estados Unidos.

Figura 11.5 El peso de cada columna de aire impone una presión de una atmósfera estándar sobre el área que cubre cada columna. Cada columna de aire se extiende hasta el límite superior de la atmósfera.

Si la unidad de área es la pulgada cuadrada y la unidad de fuerza es la libra, la unidad de presión es la libra por pulgada cuadrada (psi). Expresada en estas unidades, una atmósfera estándar equivale a 14.7 libras por pulgada cuadrada, o 14.7 psi.

Expresada en unidades del SI, una atmósfera estándar es 101 300 pascales. Observa que las unidades del SI son metros cuadrados y no pulgadas cuadradas.



Conversiones de presión Para convertir mediciones de presión en otras unidades puedes utilizar la **tabla 11.1**. Por ejemplo, ahora puedes encontrar la presión absoluta del aire de un neumático de bicicleta. Suponiendo que la presión del manómetro es de 44 psi, para encontrar la presión absoluta debes sumar la presión atmosférica en libras por pulgada cuadrada a la presión del manómetro. Ya que la presión del manómetro se expresa en psi, debes utilizar el valor de la atmósfera estándar expresado también en psi. Una atmósfera estándar es igual a 14.7 psi.

$$44 \text{ psi} + 14.7 \text{ psi} = 59 \text{ psi}$$

Ahora bien, puedes convertir los psi a kPa usando los valores de la **tabla 11.1**.

$$59 \text{ psi} \times \left(\frac{101.3 \text{ kPa}}{14.7 \text{ psi}} \right) = 410 \text{ kPa}$$

En el problema siguiente se muestra cómo usar los valores de la **tabla 11.1** para expresar la presión en otras unidades.

Tabla 11.1 Presiones equivalentes

1.00 atm
760 mm Hg
14.7 psi
101.3 kPa

EJEMPLO Problema 11.1

Conversión de unidades de presión barométrica En los informes del clima, la presión barométrica generalmente se expresa en pulgadas de mercurio. ¿A cuánto equivale una atmósfera estándar expresada en pulgadas de mercurio?

1 Análisis

Ya sabes que una atmósfera estándar equivale a 760 mm de Hg. ¿Cuál es la altura expresada en pulgadas? Una longitud de 1.00 pulgada mide 25.4 mm.

2 Procedimiento

Para expresar la medición en pulgadas, multiplica por 760 mm el número de pulgadas que hay por milímetro.

$$760 \text{ mm} \times \left(\frac{1.00 \text{ pulg.}}{25.4 \text{ mm}} \right)$$

El término de la derecha en la expresión anterior es el factor de conversión.

3 Solución

Multiplica y divide por los números y unidades.

$$760 \cancel{\text{mm}} \times \left(\frac{1.00 \text{ pulg.}}{25.4 \cancel{\text{mm}}} \right)$$
$$= 29.9 \text{ pulg.}$$

Observa que las unidades están organizadas de tal manera que la unidad de mm se cancela apropiadamente y que el resultado será en pulgadas.

4 Comprobación

Como 1 mm es mucho más corto que 1 pulgada, el número de mm (760) debe ser mucho mayor que el número equivalente de pulgadas (29.9), que sí lo es.

■ **Figura 11.6** Se puede usar el análisis dimensional para calcular el número de pizzas que deben ordenarse para una fiesta.

Aplica ***¿Cuántas pizzas necesitarás si 32 personas se comen 3 rebanadas cada una y hay 8 rebanadas en cada pizza?***

El método utilizado en el problema de ejemplo 11.1 para convertir medidas en otras unidades se llama análisis dimensional. Este método es un enfoque poderoso y sistemático para resolver problemas. Te servirá tanto dentro como fuera del salón de clases. La **figura 11.6** muestra un ejemplo de cómo podrías usar el análisis dimensional en la vida cotidiana.

Ahora estudia el problema de ejemplo otra vez. Para resolver este problema necesitas encontrar un factor de conversión que te ayude a traducir de milímetros de mercurio a pulgadas de mercurio. La siguiente ecuación proporciona el factor de conversión porque contiene tanto la unidad dada como la unidad que se pide.

$$1.0 \text{ pulg.} = 25.4 \text{ mm}$$

Ya sabes que puedes dividir ambos lados de una ecuación por el mismo valor y mantener la igualdad. Por ejemplo, puedes dividir ambos lados de la ecuación: 1.00 pulg. = 25.4 mm por 25.4 mm, como se muestra abajo.

$$\frac{1.00 \text{ pulg.}}{25.4 \text{ mm}} = \frac{25.4 \text{ mm}}{25.4 \text{ mm}}$$

PROBLEMAS ADICIONALES

Para ver conversión de medidas revisa las prácticas complementarias de la página 821.

Ahora, simplifica el lado derecho de la ecuación. El factor de conversión está a la izquierda.

$$\frac{1.00 \text{ pulg.}}{25.4 \text{ mm}} = 1$$

En el problema de ejemplo, se multiplica la altura del mercurio en milímetros por este factor de conversión. Ya que multiplicar cualquier cantidad por 1 no afecta su valor, la altura de la columna de mercurio no cambia, sólo las unidades. El análisis dimensional cambia las unidades de una medida sin afectar su valor. Este método lo utilizarás para resolver problemas en éste y en varios más de los capítulos que siguen. Puedes obtener más información sobre el análisis dimensional en las páginas 798 y 799 de la Guía para adquirir experiencia en Química.

EJEMPLO Problema 11.2

Conversión de unidades de presión La lectura del manómetro en un neumático es de 35 psi. ¿Cuál es la presión equivalente en kilopascales?

Sugerencia para resolver el problema

De acuerdo con el análisis dimensional, los términos se acomodan de tal manera que las unidades se cancelen.

1 Análisis

- La unidad dada es libras por pulgada cuadrada (psi) y la unidad requerida es kilopascales (kPa). De acuerdo con la **tabla 11.1**, la relación entre estas dos unidades es 14.7 psi = 101.3 kPa.

2 Procedimiento

- Escribe el factor de conversión con las unidades de kPa en el numerador y las unidades psi en el denominador. Observa que las unidades psi se cancelan y en el resultado final sólo aparecen las unidades de kPa.

$$35 \text{ psi} \times \left(\frac{101.3 \text{ kPa}}{14.7 \text{ psi}} \right)$$

3 Solución

- Multiplica y divide los valores y unidades.

$$35 \cancel{\text{psi}} \times \left(\frac{101.3 \text{ kPa}}{14.7 \cancel{\text{psi}}} \right) = 240 \text{ kPa}$$

Observa que las unidades dadas (psi) se cancelan apropiadamente y la cantidad queda expresada en las unidades requeridas (kPa) en la respuesta.

4 Comprobación

- Ya que 1 psi es una presión mucho mayor que 1 kPa, el número de psi, 35, debe ser mucho menor que el número equivalente en kilopascales.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 859

Tu habilidad para convertir unidades te ayudará a relacionar las mediciones de la presión de un gas expresadas en diferentes unidades. Usa la tabla 11.1 y la ecuación 1.00 pulg. = 25.4 mm para convertir las mediciones siguientes.

1. 59.8 pulg. de Hg a psi
2. 7.35 psi a mm Hg
3. 1 140 mm Hg a kPa
4. 19.0 psi a kPa
5. 202 kPa a psi

Sección 11.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La presión de un gas a temperatura y volumen constantes es directamente proporcional al número de partículas de gas.
- El volumen de un gas a temperatura y presión constantes es directamente proporcional al número de partículas de gas.
- Al nivel del mar, la presión ejercida por los gases de la atmósfera es igual a una atmósfera estándar (1 atm).

6. Idea PRINCIPAL **Deduce** Un cilindro, que contiene 32 g de oxígeno se coloca en una balanza. La válvula se abre y se dejan escapar 16 g del gas. ¿Cómo cambia la presión?
7. **Compara y contrasta** cómo un barómetro y una manómetro para neumáticos miden la presión del gas.
8. **Deduce** A presión atmosférica, un globo contiene 2.00 L de nitrógeno. ¿Cómo cambiaría el volumen si la temperatura Kelvin fuera sólo de 75 por ciento de su valor original?
9. **Interpreta los datos** Traza gráficas de presión contra tiempo, volumen contra tiempo y número de partículas contra tiempo para una bolsa de basura grande de plástico que se infla hasta que se rompe.
10. **Infiere** ¿Por qué los fabricantes recomiendan aumentar la presión de los neumáticos cuando se rebasa el número recomendado de pasajeros o de carga?

Objetivos

- **Analizar** los datos que relacionan la temperatura, la presión y el volumen de un gas.
- **Predecir** los efectos de los cambios de presión y temperatura en el volumen de un gas.
- **Formular** la ley de Boyle y la ley de Charles usando la teoría cinética.
- **Explicar** el volumen de un gas según la teoría cinética de los gases.

Revisión de vocabulario

pascal: unidad del sistema SI para medir la presión

Vocabulario nuevo

ley de Boyle
ley de Charles
ley combinada de los gases
temperatura y presión estándares, TPE
ley de los volúmenes de gases combinados
principio de Avogadro

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Las leyes de los gases

Idea PRINCIPAL **Para una cantidad fija de un gas, un cambio de una variable, ya sea la presión, la temperatura o el volumen, afecta a las otras dos.**

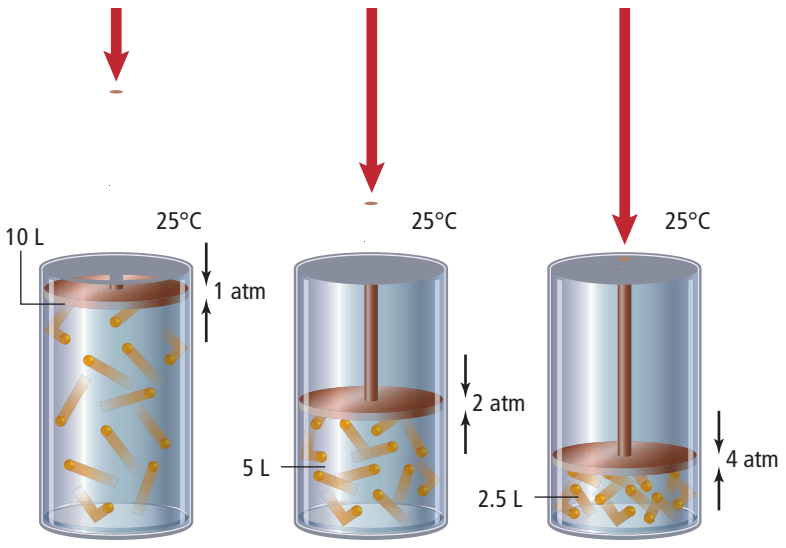
Vínculo con el mundo real Un colchón de aire desinflado no resulta cómodo para dormir porque el descanso depende de la presión del aire contenido en el colchón. Cuando el colchón se llena y la válvula de aire se cierra, resulta mucho más cómodo. Si te sientas en el colchón, podrás sentir el aire dentro que presiona hacia abajo antes de soportar tu peso.

La ley de Boyle: presión y volumen

Como sabes, cuando aprietas un globo el gas encerrado puede comprimirse hasta adquirir un volumen menor. Robert Boyle (1627-1691), un científico inglés, usó un aparato sencillo compuesto por un tubo con forma de J para comprimir experimentalmente el aire atrapado en el extremo cerrado del tubo. Conforme se agrega mercurio en el extremo abierto, el peso del mercurio comprime el aire atrapado en el extremo cerrado del tubo.

La **figura 11.7** muestra un diseño parecido, que usa un pistón y un cilindro para resumir los resultados de Boyle. El número de partículas de aire dentro del cilindro no cambia. Mientras el pistón se presiona hacia abajo dentro del cilindro, las partículas de aire pueden ocupar un volumen menor en el cilindro. Esto da como resultado un incremento en la presión. Como puedes ver a partir de la figura, cada vez que la presión se duplica, el volumen de aire en el cilindro se reduce a la mitad.

Figura 11.7 A medida que la presión externa en el pistón del cilindro aumenta, el volumen en el interior del cilindro disminuye.



Descubrimientos de Boyle Después de hacer muchos experimentos con gases a temperaturas constantes, Boyle obtuvo cuatro resultados fundamentales.

1. Si la presión de un gas aumenta, su volumen disminuye en forma proporcional.
2. Si la presión de un gas disminuye, su volumen aumenta de manera proporcional.
3. Si el volumen de un gas aumenta, su presión disminuye en forma proporcional.
4. Si el volumen de un gas disminuye, su presión aumenta de manera proporcional.

Debido a que los cambios de presión y volumen siempre son opuestos y proporcionales, la relación entre presión y volumen es una proporción inversa. Usando proporciones inversas, se pueden agrupar los cuatro descubrimientos en un enunciado que se conoce como ley de Boyle. La **ley de Boyle** establece que la presión y el volumen de un gas a temperatura constante son inversamente proporcionales.

Gráfica de una proporción inversa Como viste en el capítulo 10 la energía cinética de un gas ideal es directamente proporcional a su temperatura y la gráfica de una proporción directa es una línea recta. La gráfica de una proporción inversa es una curva como la que se muestra en la **figura 11.8**. Así como una carretera tiene dos sentidos, puedes imaginar que un gas sigue la curva A-B-C o C-B-A. La trayectoria A-B-C representa la compresión del gas, lo que obliga a aumentar su presión. Cuando el gas se comprime a la mitad, desde 10.0 L a 5.0 L, la presión se duplica de 1.0 atm a 2.0 atm. Al comprimirse otra vez a la mitad, de 5.0 L a 2.5 L, la presión nuevamente se duplica de 2.0 atm a 4.0 atm. La trayectoria inversa C-B-A representa lo que pasa cuando la presión del gas disminuye y el volumen aumenta en forma correspondiente.

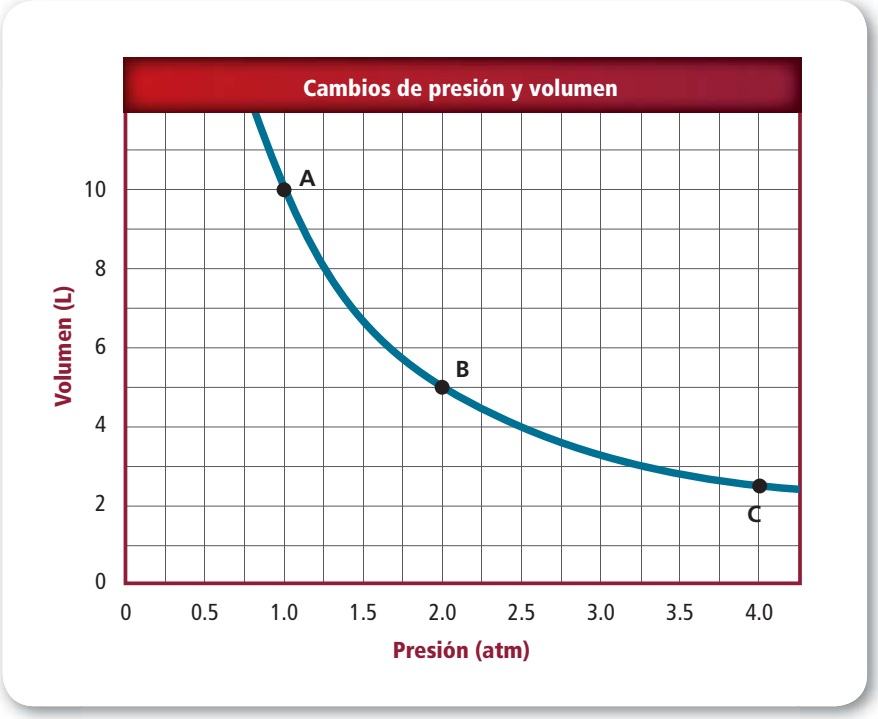


Figura 11.8 Esta gráfica muestra la relación inversa entre la presión y el volumen. Cuando sigues la curva de izquierda a derecha, la presión aumenta y el volumen disminuye.

Aplica *Usa la gráfica para determinar el volumen si la presión es de 2.5 atm.*

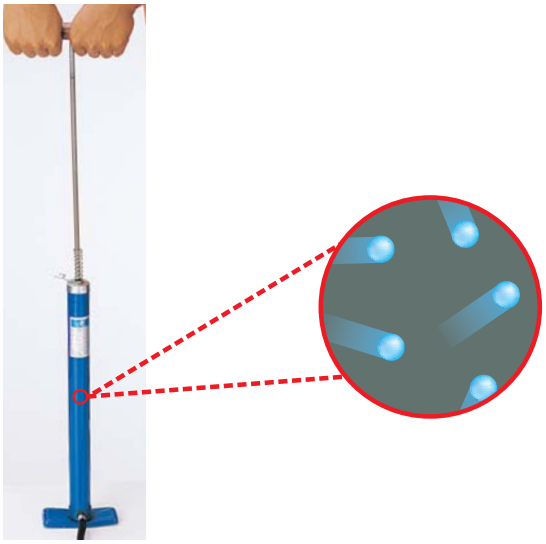
Figura 11.9 A una altitud de 15 km, la presión del aire es sólo 1/10 de la presión atmosférica al nivel del mar. Cuando un globo que se ha llenado con helio a 1.00 atm alcanza esta altitud, su volumen es aproximadamente diez veces mayor que el volumen que tenía en tierra.

Aplicación de la ley de Boyle El globo meteorológico de la **figura 11.9** ilustra la ley de Boyle. Cuando se bombea gas helio dentro del globo, éste se infla, igual que un balón de futbol, hasta que la presión del gas interior se iguala a la presión del aire exterior. Como el helio es menos denso que el aire, la masa del helio es menor que la masa del mismo volumen de aire a igual temperatura y presión. Al subir a grandes altitudes, la presión atmosférica disminuye. De acuerdo con la ley de Boyle, como la presión sobre el helio disminuye, su volumen aumenta. El globo continúa elevándose hasta que la presión dentro de él es igual a la presión afuera; cuando esto sucede, se queda suspendido en el aire y registra los datos climáticos.

La ley de Boyle también puede usarse para explicar el malestar que puedes sentir en los oídos cuando asciendes en un avión o por una carretera en las montañas. Cuando vuelas o manejas hacia una altitud mayor, la presión del aire a tu alrededor disminuye, provocando que el volumen del aire en tus oídos aumente. El aire que se expande en tus oídos provoca un ligero malestar que se alivia en cuanto la trompa de Eustaquio manda una burbuja de aire a tus oídos para equilibrar la presión.

Explicación cinética de la ley de Boyle Ya sabes que al comprimir el aire en una bomba para neumáticos, la presión del aire aumenta y su volumen disminuye. De acuerdo con la teoría cinética, si la temperatura de un gas es constante y éste se comprime, su presión debe aumentar. La ley de Boyle, que se fundamenta en las mediciones de presión y volumen realizadas en gases encerrados a temperatura constante, cuantificó esta relación al establecer que el volumen y la presión son inversamente proporcionales. La **figura 11.10** muestra la forma en que la teoría cinética explica las observaciones de Boyle sobre el comportamiento de los gases.

Figura 11.10 La teoría cinética relaciona la presión y el número de colisiones por unidad de tiempo para un gas.



Cuando el émbolo de la bomba para neumáticos de bicicleta se lleva hasta su límite superior, la presión del aire en el interior se equilibra con la presión atmosférica.

Cuando el émbolo se empuja hacia abajo hasta llegar a la mitad de la bomba, las partículas de aire se comprimen en un espacio que mide la mitad de su tamaño original. La presión se duplica porque la frecuencia de las colisiones entre las partículas de gas y la pared interior de la bomba se ha duplicado.

Globos meteorológicos

Si observas el cielo un día cualquiera a las 6 de la mañana hora estándar del este (EST) de Estados Unidos es posible que veas un globo como el que muestra la **figura 1**. Cada 12 horas, el Servicio Meteorológico Nacional estadounidense lanza un globo de hidrógeno o de helio cargado de equipo en poco más de 100 lugares de ese país. Los globos proporcionan los datos que se usan para hacer los pronósticos del clima en todo Estados Unidos.

El sistema de los globos meteorológicos Desde la Segunda Guerra Mundial, los meteorólogos han usado globos meteorológicos para obtener los perfiles de temperatura, presión, humedad relativa y velocidad del viento en la atmósfera superior. Hay alrededor de otros 900 lugares de despegue en todo el mundo. Los globos se liberan a la misma hora en todos los países: a las 00:00 y a las 12:00 horas tiempo universal coordinado (UCT, por sus siglas en inglés), que equivale a las 6 a.m. y las 6 p.m. EST.

Los datos obtenidos de las estaciones meteorológicas de todo el mundo llegan a Estados Unidos a través de una computadora central instalada cerca de Washington D.C. Desde ahí, se envían a las estaciones meteorológicas regionales de todo el país para darlos a conocer por medio de los periódicos, la televisión y la radio.

Lanzamiento de los globos Los globos meteorológicos de goma se inflan con helio o hidrógeno hasta un diámetro de 2 m. Un paquete de instrumentos llamado radiosonda acompaña a cada globo. A medida que el globo sube, se expande aproximadamente a 6 m. Cuando llega a una altura cercana a los 35 km, el volumen del gas expandido es tan grande que el globo estalla. Luego, un paracaídas transporta la radiosonda para que regrese a tierra a salvo. A mayores altitudes, la radiosonda soporta temperaturas de hasta –95°C y velocidades del viento de casi 320 km/h.

Los vuelos duran aproximadamente 2 horas y los globos pueden alejarse a la deriva hasta 200 km. Alrededor del 20 por ciento de los 75 000 globos lanzados cada año en Estados Unidos se encuentran y se regresan al Servicio Meteorológico Nacional de ese país. El Servicio Meteorológico Nacional luego repara y reutiliza las radiosondas.

Figura 1 Globo meteorológico lleno de helio.

Recolección de datos Mientras el globo está arriba, la radiosonda transmite datos de la temperatura, la humedad relativa y la presión barométrica a la Tierra por radiotransmisión cada 1 o 2 segundos. El sistema transmite los diferentes tipos de datos en rotación, por ejemplo, primero la temperatura, luego la humedad y después la presión.

Las lecturas de la humedad relativa se obtienen mediante un dispositivo que contiene un polímero que se expande cuando se humedece. Tal expansión incrementa la resistencia eléctrica de una capa de carbón en el polímero. Las mediciones eléctricas de la resistencia del material dan una medida indirecta de los cambios de humedad relativa. La velocidad y la dirección del viento se determinan rastreando el globo con un radar o usando un sistema de posicionamiento global (GPS).

Conexión con la Química

1. **Razonamiento crítico** Algunas personas pensaban que cuando se lanzaran los satélites meteorológicos, los globos meteorológicos se volverían obsoletos. ¿Por qué crees que no fue así?
2. **Infiere** ¿Por qué un meteorólogo tiene que entender las leyes de los gases?

MiniLab 11.2

Cómo funcionan los popotes

Todos hemos usado popote para tomar refrescos, leche o algún otro líquido de un recipiente, pero, ¿cómo funcionan?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todos los materiales que usarás.
2. Consigue un **frasco de comida** limpio y vacío que tenga una **tapa de rosca**. Llena el envase hasta la mitad con **agua**.
3. Coloca los extremos de **dos popotes** en tu boca. Sumerge el extremo de uno de los popotes dentro del agua del frasco y deja el extremo del otro popote al aire. Trata de absorber agua aspirando los dos popotes al mismo tiempo. Anota tus observaciones.
4. Con un **martillo** y un **clavo**, haz un orificio en la tapa del frasco que tenga más o menos el diámetro del popote. Introduce el popote 2 o 3 cm dentro del frasco y fija el popote en esa posición con **cera** o **plastilina**.
5. Llena el frasco con agua hasta el tope y cierra la tapa con cuidado para que no entre aire. Trata de absorber el agua con el popote. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Explica** tus observaciones del paso 3.
2. **Describe** tus observaciones del paso 5.
3. **Haz un diagrama** de cómo funciona un popote.

EJEMPLO Problema 11.3

Ley de Boyle: Determinación del volumen El volumen máximo de aire que puede contener un globo meteorológico sin romperse es 22 000 L. El globo está diseñado para alcanzar una altitud de 30 km. A esta altitud, la presión atmosférica es de 0.0125 atm. ¿Cuál debe ser el volumen máximo de gas helio necesario para inflar el globo antes de lanzarlo?

1 Análisis

- A 30 km, la presión que ejerce el helio en el globo es igual a la presión atmosférica a esa altitud, 0.0125 atm. ¿Qué volumen ocupa esta cantidad de helio a 1 atm? La presión aumenta a mayor altitud por un factor de 1.0 atm/0.0125 atm, cociente mayor que 1. Según la ley de Boyle, el volumen del globo al momento de ser lanzado es menor que a mayor altitud por un factor de 0.0125 atm/1.0 atm, un valor menor de 1.

2 Procedimiento

- Multiplica el volumen máximo por el factor determinado por la ley de Boyle.

$$V = 22\,000\ \text{L} \times \left(\frac{0.0125\ \text{atm}}{1.0\ \text{atm}}\right)$$

3 Solución

- Multiplica y divide los valores y las unidades.

$$V = 22\,000\ \text{L} \times \left(\frac{0.0125\ \text{atm}}{1.0\ \text{atm}}\right) = \frac{22\,000\ \text{L} \times 0.0125}{1.0} = 275\ \text{L}$$

4 Comprobación

- Como se esperaba, el volumen es menor al nivel del mar porque el gas está comprimido.

EJEMPLO Problema 11.4

Ley de Boyle: Determinación de la presión Dos litros de aire a presión atmosférica se comprimen en una lata de 0.45 L de una bocina de advertencia. Si su temperatura se mantiene constante, ¿cuál es la presión del aire comprimido?

1 Análisis

- La presión inicial del aire que fue comprimido dentro de la lata era, por supuesto, de 1.00 atm. Como el volumen del aire se reduce, su presión aumenta. Multiplica la presión por el factor que tiene un valor mayor que 1.

2 Procedimiento

$$P = 1.00 \text{ atm} \times \left(\frac{2.0 \text{ L}}{0.45 \text{ L}}\right)$$

3 Solución

$$P = 1.00 \text{ atm} \times \left(\frac{2.0 \cancel{\text{L}}}{0.45 \cancel{\text{L}}}\right) = \frac{1.00 \text{ atm} \times 2.0}{0.45} = 4.4 \text{ atm}$$

4 Comprobación

- Cálculo y razonamiento: Como el volumen del aire se redujo de 2 L a cerca de la mitad de un litro, el volumen cambió según un factor de $\frac{0.5}{2}$ o alrededor de $\frac{1}{4}$. Por tanto, la presión cambió de acuerdo con un factor de aproximadamente $\frac{4}{1}$. La presión final, de 4.4 atm, es más o menos cuatro veces mayor que la presión inicial de 1.00 atm.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 860

En los problemas siguientes supón que la temperatura se mantiene constante.

11. Las bacterias producen gas metano en las plantas de tratamiento de aguas. Este gas generalmente se captura o se quema. Si un cultivo de bacterias produce 60.0 mL de gas metano a 700.0 mm Hg, ¿qué volumen se producirá a 760.0 mm Hg?

12. En una planta de tratamiento de aguas, los cultivos de bacterias producen 1 000 L de gas metano al día a una presión de 1.0 atm. ¿De qué capacidad debe ser el tanque para guardar la producción de un día a 5.0 atm?

13. Los hospitales compran tanques de 400 L de oxígeno comprimido a 150 atm. El oxígeno se administra a los pacientes a 3.0 atm en una cámara de oxígeno hiperbárica. ¿Qué volumen de oxígeno puede suministrar uno de estos tanques a esta presión?

14. Si la válvula de una bomba para neumáticos que tiene un volumen de 0.78 L falla a una presión de 9.00 atm, ¿cuál sería el volumen del cilindro justo antes de que la válvula fallara?

15. El volumen de un tanque de buceo es de 10.0 L. El tanque contiene una mezcla de nitrógeno y oxígeno a 290 atm. ¿Qué volumen de esta mezcla podría suministrar el tanque a un buzo que está a una presión de 2.40 atm?

16. Un globo de 1.00 L se llena con helio a 1.20 atm. Si el globo se comprime en un vaso de precipitados de 0.500 L y no estalla, ¿cuál es la presión del helio?

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con la ley de Boyle, revisa los problemas adicionales de la página 822.

QUIMILAB

LEY DE BOYLE

Contexto

La relación cuantitativa entre el volumen y la presión de un gas a temperatura constante se conoce como ley de Boyle. Al medir cantidades que se relacionan directamente con la presión y el volumen de una pequeña cantidad de aire atrapado, puedes deducir la ley de Boyle.

Pregunta

¿Cuál es la relación entre el volumen y la presión de un gas a temperatura constante?

Objetivos

- **Observar** la longitud de una columna de aire atrapado a diferentes presiones.
- **Examinar** la relación matemática entre el volumen y la presión de un gas.

Preparación

Materiales

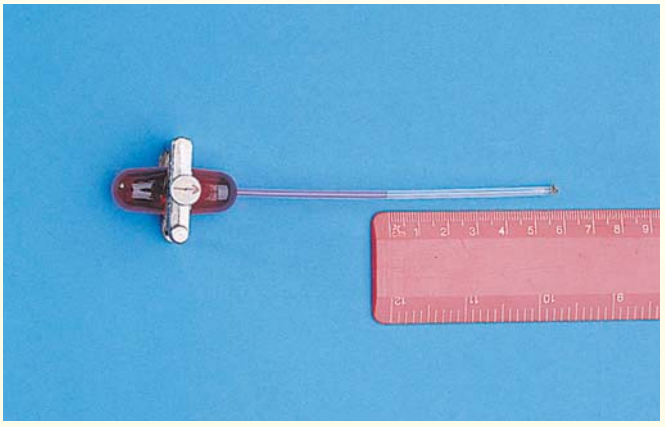
pipeta de caña estrecha
prensa de tornillo de doble poste
marcador de punta fina
colorante vegetal
cerillos
regla
tijeras
vaso de precipitados pequeño
agua

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado al encender los cerillos y al fundir la caña de la pipeta.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todos los materiales que usarás.
2. Corta la porción más plana de la caña de la pipeta con las tijeras.
3. Vierte unos 20 mL de agua en el vaso de precipitados, añade algunas gotas de colorante vegetal y agita para mezclar.
4. Aspira el agua con la pipeta, llena completamente el bulbo y deja que el agua cubra más o menos 5 mm de la caña de la pipeta.
5. Calienta con cuidado la punta de la pipeta sobre una flama hasta que se ablande. **PRECAUCIÓN:** ***si por accidente la caña comienza a quemarse, sóplale.*** Usa un objeto metálico o de vidrio para aplastar la punta sobre la mesa de manera que el agua y el aire queden sellados dentro de la pipeta.
6. Sostén la pipeta por el bulbo y dale pequeños golpes para que las gotas de agua que hayan quedado en la caña bajen al líquido. Debes obtener una columna cilíndrica de aire atrapado en la caña de la pipeta.
7. Centra el bulbo en la prensa de tornillo y aprieta la abrazadera hasta que el bulbo se sostenga firmemente. Marca el perno de la abrazadera con un marcador de punto fino y aprieta tres o cuatro vueltas más para que la longitud de la columna de aire sea de 50 a 55 mm.



8. En una tabla de datos como la que se muestra, anota este número de vueltas T en la columna titulada Ensayo 1. Mide y anota la longitud L de la columna de aire en milímetros para el Ensayo 1.
9. Haz girar el perno una vuelta completa y anota el número del intento y el número total de vueltas. Mide y anota la longitud de la columna de aire.
10. Repite el paso 9 hasta que la columna de aire se reduzca a una longitud de 25 a 30 mm.

Análisis y conclusiones

1. **Observa** Explica si el volumen V del aire en la caña es directamente proporcional a la longitud L de la columna de aire.
2. **Infiere** ¿Qué se puede deducir acerca de la presión P del aire de la columna y del número de vueltas T del tornillo de la abrazadera?
3. **Interpreta los datos** Calcula el producto LT y el cociente L/T para cada ensayo. ¿Cuáles cálculos son más coherentes? Si L y T están directamente relacionados, el cociente L/T dará valores casi constantes en cada ensayo. Por otro lado, si L y T se relacionan inversamente, el producto LT dará valores casi constantes en cada ensayo. ¿L y T están directa o inversamente relacionados?
4. **Saca conclusiones** Explica si los datos indican que el volumen y la presión del gas a temperatura constante están directa o inversamente relacionados.

Aplicación y evaluación

1. **Interpreta** Para que una columna de mercurio de un barómetro mida la presión atmosférica de 760 mm de Hg, dicha columna debe estar completamente al vacío. Pero aunque el vacío no sea completo, el barómetro aún puede medir correctamente los cambios en la presión barométrica. ¿Cómo se relaciona el segundo enunciado con la ley de Boyle?
2. **Explica** Usando la teoría cinética, explica por qué una disminución en el volumen de un gas provoca un aumento en la presión del gas.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Ensayo	Vueltas, *T*	Longitud de las columnas de aire, *L*	Valor numérico, *LT*	Valor numérico, *L/T*

CONTINÚA INDAGANDO

Observa la longitud de una columna de aire atrapado a diferentes presiones. Examina la relación matemática entre el volumen del gas y la presión del gas.

Salud bajo presión

Vives, trabajas y juegas en aire que por lo general tiene 1 atm de presión y 21 por ciento de oxígeno. ¿Alguna vez te has preguntado qué pasaría si la presión y el contenido de oxígeno en el aire fueran mayores? ¿Te recuperarías de una enfermedad o una lesión más rápido? Estas preguntas son la base de la medicina hiperbárica.

Medicina hiperbárica El prefijo hiper significa *por encima* o *excesivo*, y una bar es una unidad de presión igual a 100 kPa, aproximadamente a presión atmosférica normal. Por tanto, el término *hiperbárico* se refiere a la presión mayor que la normal. Los pacientes que reciben terapia hiperbárica están expuestos a presiones mayores que la presión atmosférica al nivel del mar.

Relación con el oxígeno La mayor presión suele combinarse con un incremento en la concentración de oxígeno que un paciente recibe. La frase *terapia de oxigenación hiperbárica* (TOHB) se refiere al tratamiento con 100 por ciento de oxígeno. La **figura 1** muestra una cámara que se podría usar para la TOHB. Dentro de la cámara hiperbárica las presiones pueden alcanzar de cinco a seis veces la presión atmosférica normal. En los centros de terapia hiperbárica, la TOHB se usa para tratar una amplia variedad de afecciones que incluyen quemaduras, enfermedad por descompresión, heridas de curación lenta, anemia y algunas infecciones.

Figura 1 Durante la TOHB el paciente se recuesta en una cámara hiperbárica. Un técnico controla los niveles de presión y de oxígeno.

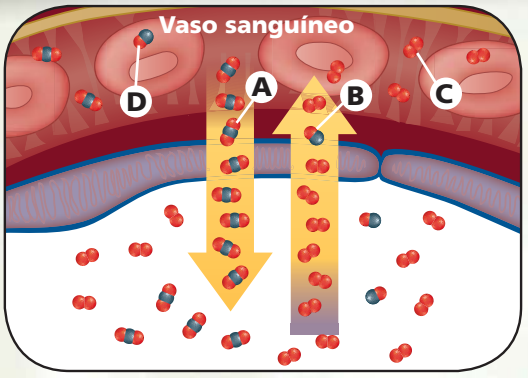


Figura 2 Los gases se intercambian entre los pulmones y el sistema circulatorio.

Envenenamiento por monóxido de carbono Usa la **figura 2** para ayudarte a entender cómo la TOHB ayuda en el tratamiento por monóxido de carbono.

Intercambio normal de gases El oxígeno (O_2) se mueve de los pulmones hacia la sangre y se une a la hemoglobina en las células rojas de la sangre. El bióxido de carbono (CO_2) se libera como muestra el punto **A**.

Intercambio anormal de gases Si el monóxido de carbono (CO) entra en la sangre, como muestra el punto **B**, se une a la hemoglobina en vez de hacerlo al oxígeno. Las células del cuerpo empiezan a morir por la falta de oxígeno.

Oxígeno en el plasma sanguíneo Además del oxígeno transportado por la hemoglobina, el oxígeno se disuelve en el plasma sanguíneo, como muestra el punto **C**. La TOHB aumenta la concentración de oxígeno disuelto a una cantidad que el cuerpo puede mantener.

Eliminación del monóxido de carbono El oxígeno presurizado también ayuda a eliminar cualquier monóxido de carbono unido a la hemoglobina, como muestra el punto **D**.

Análisis de la tecnología

1. **Razonamiento crítico** ¿Cuáles dos factores provocan los efectos notables de la TOHB? Explica por qué.
2. **Hipótesis** ¿Cómo podría la TOHB ser eficaz en el tratamiento de quemaduras de segundo y tercer grados sobre partes grandes del cuerpo?

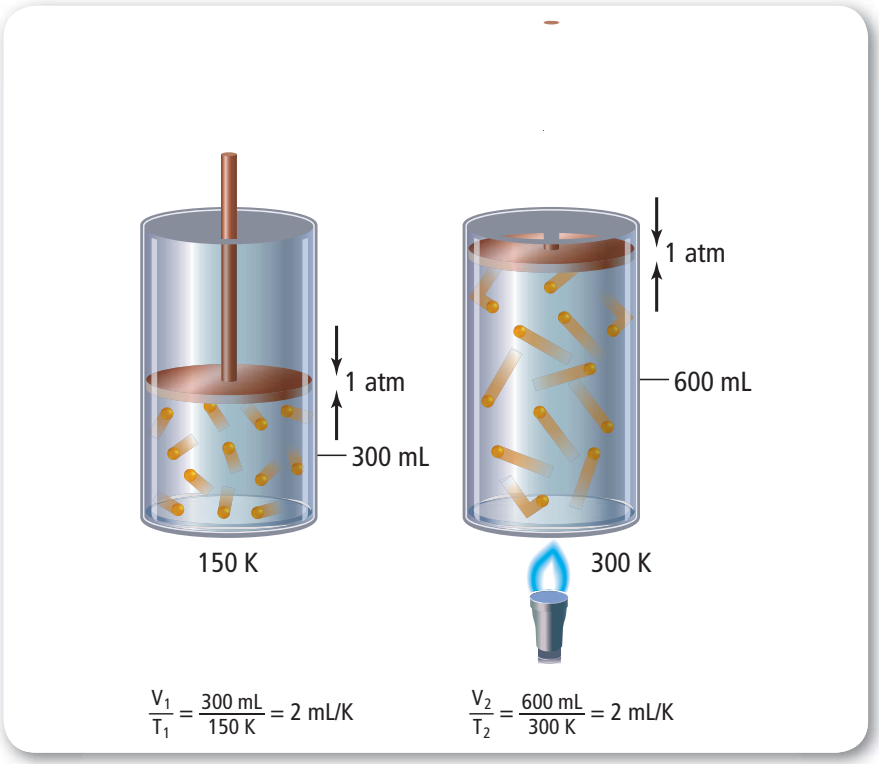
Ley de Charles: temperatura y volumen

Tal vez has observado los bellos diseños y el vuelo elegante de un globo de aire caliente, pero, ¿qué le sucede al globo al enfriarse? En la **figura 11.11** se muestran algunos efectos dramáticos producidos por el enfriamiento y calentamiento de un globo lleno de gas. En la **figura 11.11**, los globos se colocan en un vaso de precipitados con nitrógeno líquido a una temperatura de 77 K. A medida que el nitrógeno líquido enfría rápidamente los globos, éstos se contraen. Cuando los globos se retiran del vaso de precipitados, el aire cálido de la habitación provoca que los globos se expandan.

El científico francés Jacques Charles (1746-1823) no disponía de nitrógeno líquido, pero fue un pionero de los globos de aire caliente. Charles investigó los efectos del cambio de temperatura sobre el volumen de una cantidad fija de un gas a presión constante. La relación que encontró Charles se demuestra en la **figura 11.12**.

■ **Figura 11.11** El volumen de un gas está directamente relacionado con la temperatura. Los globos colocados en un vaso de precipitados con nitrógeno líquido se contraen al instante. Cuando los globos se sacan del vaso y su temperatura interior aumenta hasta la temperatura ambiente, los globos se expanden.

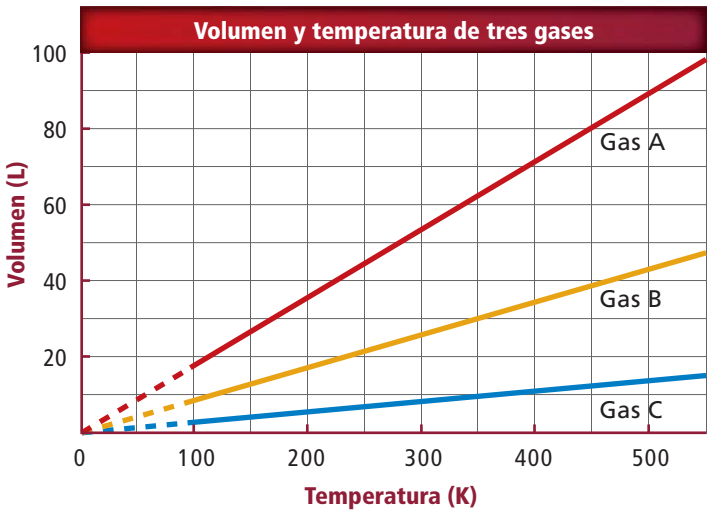
FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.



■ **Figura 11.12** Cuando el cilindro se calienta, la energía cinética de las partículas de gas aumenta provocando que empujen al émbolo hacia arriba.

■ **Figura 11.13** Las tres líneas rectas muestran que el volumen de cada gas es directamente proporcional a su temperatura Kelvin. La parte sólida de cada recta representa los datos reales. Una parte de cada recta es discontinua porque, como recordarás del capítulo 10, cuando la temperatura de un gas desciende por debajo de su punto de ebullición, el gas se condensa y se transforma en líquido.

Compara *los volúmenes de los gases A y B a 350 K.*



Concepts In Motion

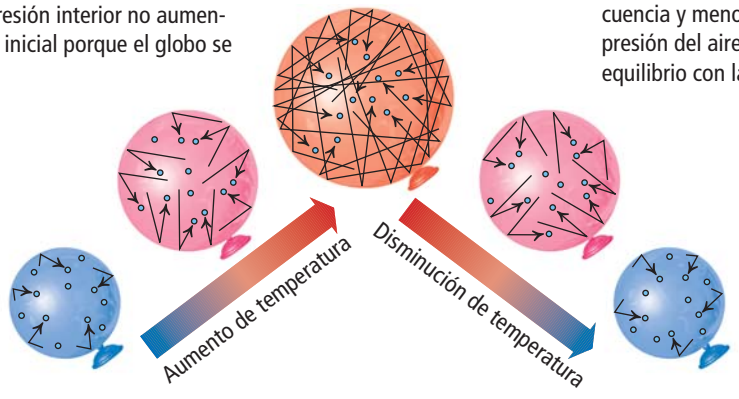
Interactive Figure Para ver una animación de las leyes de los gases, visita **glencoe.com**.

La **ley de Charles** establece que a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura Kelvin, como se muestra en la gráfica de la **figura 11.13**. Las líneas rectas de cada gas indican que el volumen y la temperatura están en proporción directa. Por ejemplo, si la temperatura Kelvin se duplica, el volumen aumenta al doble, y si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce en la misma proporción.

Explicación cinética de la ley de Charles ¿Por qué el aire contenido en los globos de la **figura 11.11** se contrae cuando éstos se enfrían con nitrógeno líquido? Estudia la **figura 11.14** para aprender la forma en que la teoría cinética de la materia explica los globos y la ley de Charles. A partir de la figura, puedes ver que cuando la temperatura disminuye, también disminuyen el número de colisiones y la fuerza de las colisiones de las partículas de aire al chocar con las paredes del globo. Si las paredes del globo fueran rígidas (volumen constante), el resultado sería una disminución en la presión. Sin embargo, como las paredes del globo se flexionan a presión constante, el resultado es una disminución del volumen. Calentar el aire dentro del globo tiene exactamente el resultado contrario.

■ **Figura 11.14** Cuando un globo se calienta, la temperatura del aire en su interior aumenta, así como la energía cinética promedio de las partículas de aire. Las partículas ejercen mayor fuerza sobre el globo, pero la presión interior no aumenta más allá de la presión inicial porque el globo se expande.

Cuando el globo se enfría, la temperatura del aire del globo baja y la energía cinética de las partículas de aire disminuye. Éstas se mueven más lento y chocan con el globo con menos frecuencia y menos fuerza. El globo se contrae y la presión del aire dentro del globo se mantiene en equilibrio con la presión atmosférica.



EJEMPLO Problema 11.5

Ley de Charles Un globo se llena con 3.0 L de helio a 22°C y 1 atm. Después se saca a la intemperie en un día de verano, cuando la temperatura es de 31°C. Si la presión permanece constante, ¿cuál será el volumen del globo?

1 Análisis

Debido a que el volumen de un gas es proporcional a su temperatura Kelvin, primero debes expresar las temperaturas dadas en kelvins. Como se hizo en el capítulo 10, suma 273 a la temperatura Celsius para obtener la temperatura Kelvin.

$$T_K = T_C + 273$$
$$T_K = 22 + 273 = 295\ K$$
$$T_K = 31 + 273 = 304\ K$$

Debido a que la temperatura del helio se incrementa de 295 K a 304 K, su volumen aumenta en proporción directa. La temperatura aumenta según un factor de 304 K/295 K. Por consiguiente, el volumen aumenta debido al mismo factor.

2 Procedimiento

$$V = 3.0\ L \times \left(\frac{304\ K}{295\ K}\right)$$

3 Comprobación

$$V = 3.0\ L \times \left(\frac{304\ K}{295\ K}\right) = \frac{3.0\ L \times 304}{295} = 3.1\ L$$

4 Comprobación

¿La respuesta tiene unidades de volumen? ¿El volumen aumenta como esperarías? Como en ambos casos la respuesta es afirmativa, esta solución es razonable. Verifica tus cálculos para asegurarte que tu respuesta es correcta.

Sugerencia para resolver el problema

Recuerda que el volumen y la presión de los gases son proporcionales a la temperatura sólo cuando ésta se expresa en kelvins.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 860

En los problemas siguientes supón que la presión permanece constante.

17. Un globo se llena con 3.0 L de helio a 310 K y 1 atm. El globo se coloca en un horno donde alcanza una temperatura de 340 K. ¿Cuál es el nuevo volumen del globo?

18. Una muestra de 4.0 L de gas metano se recoge a 30.0°C. Calcula el volumen de la muestra a 0°C.

19. Una muestra de 25 L de nitrógeno se calienta de 110°C a 260°C. ¿Qué volumen ocupará la muestra cuando alcance la mayor temperatura?

20. El volumen de una muestra de 16 g de oxígeno es de 11.2 L a 273 K y 1.00 atm. Deduce cuál sería el volumen de la muestra a 409 K.

21. El volumen de una muestra de argón es de 8.5 mL, a 15°C y 101 kPa. ¿Cuál será su volumen a 0.00°C y 101 kPa?

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con la ley de Charles, revisa los problemas adicionales de la página 822.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Ley combinada de los gases

Ya sabes que de acuerdo con la ley de Boyle, si duplicas el volumen de un gas y mantienes la temperatura constante, la presión desciende hasta la mitad de su valor inicial. También sabes que según la ley de Charles, si duplicas la temperatura Kelvin de un gas mientras la presión se mantiene constante, el volumen del gas se duplica. Una aplicación de estas leyes de los gases puede verse en los globos de aire caliente, como se muestra en la **figura 11.15**. ¿Qué crees que le sucedería a la presión si duplicas el volumen y la temperatura?

Imagina que, como Robert Boyle y Jacques Charles, decides investigar esta pregunta de manera experimental. Podrías medir la temperatura, la presión y el volumen de una muestra de gas, luego expandirías el gas al doble de su volumen, elevarías la temperatura al doble y después medirías la presión. De acuerdo con los principios aceptados del método científico, harías muchos experimentos de este tipo para obtener una amplia gama de datos. Después, podrías buscar relaciones entre tus tres variables.

A medida que realices tus experimentos, cualquiera de las variables podría mantenerse constante, mientras se varía la otra y se mide el efecto sobre la tercera. A la larga, encontrarás que si duplicas primero el volumen y la temperatura después obtendrás exactamente el mismo resultado que si duplicas la temperatura primero y el volumen después. Estos resultados no deben sorprenderte en vista de las explicaciones cinéticas de las leyes de Boyle y Charles. Cada una de estas leyes se basa en el comportamiento de las partículas que forman un gas. En cualquier momento que hagas un cambio en una de las tres variables, presión, temperatura o volumen, ese cambio tiene un efecto en esas partículas de una manera predecible y consecuente

Leyes combinadas: paso por paso Debido a que la ley de los gases de Boyle y la ley de los gases de Charles son igualmente válidas, es factible determinar una de las tres variables, sin importar el orden en que se cambien las otras dos. Si duplicas el volumen y la temperatura al mismo tiempo, obtendrías exactamente el mismo resultado que si duplicaras primero una y luego la otra. Esto significa que puedes resolver paso por paso y de una manera sencilla los problemas donde dos de las tres variables cambien: primero observa los efectos de cambiar una variable, luego observa los efectos de cambiar la segunda. El orden en que tomes las variables no importa.

Por ejemplo, imagina que tienes 3 L de gas a 200 K y 1 atm. Si duplicas el volumen, de acuerdo con la ley de Boyle, la presión desciende hasta 0.5 atm. Si ahora duplicas la temperatura, conforme la ley de Charles, la presión también aumenta dos veces, o sea a 1 atm. En ese orden, al duplicar la temperatura la presión aumenta a 2 atm; al duplicar el volumen se reduce a 1 atm, con lo que se obtiene el mismo resultado.

Observa que al duplicar el volumen y después la temperatura, la muestra se lleva a su presión inicial. El efecto sobre la presión que tiene duplicar el volumen y la temperatura se anula porque la presión es inversamente proporcional al volumen, pero directamente proporcional a la temperatura.

■ **Figura 11.15** El lanzamiento de globos de aire caliente es un deporte popular en todo el mundo. La altura del globo con respecto al suelo se controla variando la temperatura del aire dentro del globo.

La combinación de la ley de Boyle y la ley de Charles se denomina **ley combinada de los gases**. Los factores son los mismos que en los problemas de ejemplo anteriores, pero ahora puedes tener más de un factor en un problema porque puede variar más de una cantidad. La **tabla 11.2** identifica factores que se mantienen constantes en cada ley de los gases. Algunos de los problemas que siguen te pedirán que consideres los gases a **temperatura y presión estándar** o **TPE**. La TPE se define como una temperatura de 0.00°C o 273 K y una presión de 1 atm.

Tabla 11.2 Ley de los gases

Ley	de Boyle	de Charles	combinada
¿Qué es constante?	cantidad de gas, temperatura	cantidad de gas, presión	cantidad de gas

EJEMPLO Problema 11.6

Determinación de volúmenes a TPE Una muestra de 154 mL de dióxido de carbono gaseoso se obtiene al quemar grafito en oxígeno puro. Si la presión del gas generado es 121 kPa y su temperatura es 117°C, ¿qué volumen ocuparía el gas a temperatura y presión estándares, TPE?

1 Análisis

Al reducir la presión de 121 kPa a 101 kPa, el volumen del gas dióxido de carbono aumenta. Por tanto, la ley de Boyle proporciona el factor 121 kPa/101 kPa. Ya que este factor es mayor que 1, cuando se multiplica por el volumen, el volumen aumenta. Al enfriar el gas de 117°C a 0.00°C, el volumen del gas se reduce. Para aplicar la ley de Charles, debes expresar ambas temperaturas en kelvins.

$$T_K = T_C + 273 \qquad T_K = T_C + 273$$
$$= 117 + 273 \qquad = 0.00 + 273$$
$$= 390\ K \qquad = 273\ K$$

Como la temperatura baja, el volumen también disminuye. La ley de Charles da el factor 273 K/390 K, que es menor que 1. Por consiguiente, al multiplicar el volumen por este factor, el volumen disminuye.

2 Procedimiento

Multiplica el volumen por estos dos factores.

$$V = 154\ mL \times \left(\frac{121\ kPa}{101\ kPa}\right) \times \left(\frac{273\ K}{390\ K}\right)$$

3 Solución

La ecuación de la ley combinada de los gases se resuelve mediante los pasos siguientes.

$$V = 154\ mL \times \left(\frac{121\ kPa}{101\ kPa}\right) \times \left(\frac{273\ K}{390\ K}\right) = \frac{154\ mL \times 121 \times 273}{101 \times 390} = 129\ mL$$

4 Comprobación

Estima qué tan razonable es tu respuesta. La disminución de la presión provoca que el volumen se expanda por un factor cercano a 12/10. El enfriamiento contrae el gas por un factor de aproximadamente 7/10. Ambos factores alterarían el volumen por un factor cercano a 84/100, que es menor que 1. El volumen final deberá ser menor que el volumen inicial. El volumen final calculado, 129 mL, es menor que 154 mL, el volumen inicial.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con la ley combinada de los gases, revisa los problemas adicionales de la página 822.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 861

22. Una muestra de 2.7 L de nitrógeno se recoge a 121 kPa y 288 K. Si la presión se incrementa a 202 kPa y la temperatura se eleva a 303 K, ¿qué volumen ocupará el nitrógeno?

23. Un trozo de dióxido de carbono sublimado (hielo seco) genera una muestra de 0.80 L de CO_2 gaseoso a 22°C y 720 mm Hg. ¿Qué volumen tendrá el dióxido de carbono gaseoso a TPE?

Ley de los volúmenes de gases combinados

Cuando el agua se descompone en sus elementos —hidrógeno y oxígeno gaseosos— el volumen del hidrógeno producido siempre es dos veces el del oxígeno. Considera la fórmula H_2O, como la materia se conserva, en la reacción de síntesis inversa el volumen de gas hidrógeno que reacciona siempre duplica al del gas oxígeno.

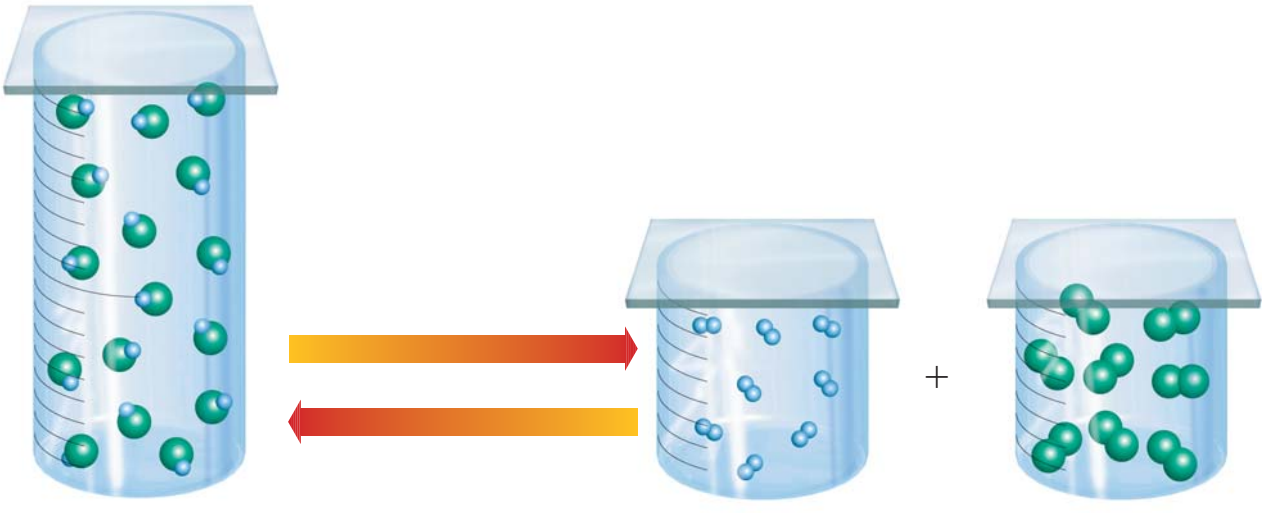
FOLDABLES

Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Los experimentos realizados con muchas otras reacciones de gases muestran que los volúmenes de éstos siempre reaccionan en proporciones de números enteros pequeños. La **figura 11.16** representa las proporciones de los volúmenes de la descomposición del cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl) en gas hidrógeno y gas cloro. Estas proporciones de volumen son las mismas en la reacción inversa, la síntesis de HCl en gas hidrógeno (H_2) y gas cloro (Cl_2). La observación de que a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases se combinan o se descomponen en proporciones de números enteros pequeños se conoce como **ley de los volúmenes de gases combinados**.

■ **Figura 11.16** Cuando dos litros de cloruro de hidrógeno gaseoso se descomponen para formar gas hidrógeno y gas cloro, se forman volúmenes iguales de estos gases, es decir, 1 L de cada uno. La proporción de hidrógeno y cloro es 1 a 1, y la proporción de los volúmenes de hidrógeno y de cloruro de hidrógeno es de 1/2 a 1 o 1 a 2, una proporción igual a la del cloro con cloruro de hidrógeno.

Infiere ***Considera la reacción inversa, es decir, la formación de cloruro de hidrógeno gaseoso a partir de gas hidrógeno y gas cloro. ¿Cuál es la proporción de los reactivos y la proporción del producto con cada reactivo?***



Química cotidiana

Preparación de palomitas de maíz

Fácilmente reconoces el olor y el ruido característico que hacen al reventar, es un deleite: ¡Palomitas de maíz! ¿Por qué los granos de maíz para palomitas tienen cambios tan explosivos?

Historia del maíz inflado El maíz inflado más viejo que se conoce data de hace 5 600 años. Se descubrió en una cueva en Nuevo México. Un maíz inflado de mil años se ha descubierto en una tumba en Perú. Los nativos americanos inflaban el maíz en jarras especiales que ponían en la arena caliente. Estas jarras permitían que todo el maíz se calentara uniformemente y evitaban que saliera disparado hacia todos lados. El maíz también se usaba como decoración en las ceremonias religiosas y para hacer collares y ornamentos que se colocaban en las estatuas de los dioses. Originalmente, el maíz sólo crecía en América del Norte, América del Sur y China así que los europeos conocieron el maíz hasta que se descubrió el Nuevo Mundo. En la actualidad, los estadounidenses consumen alrededor de 66 litros de maíz al año; más que cualquier otro pueblo del mundo.

Granos de maíz para palomitas Los granos de maíz para palomitas son las semillas de la planta del maíz. Existen 25 variedades de maíz que se usan para las palomitas. Los granos de maíz son muy pequeños y duros. Están cubiertos por una corteza resistente y hermética llamada cáscara (pericarpio). La cáscara protege al embrión y su reserva alimenticia. Esta reserva es el almidón, situado dentro del endospermo. Cada grano contiene además una pequeña cantidad de agua.

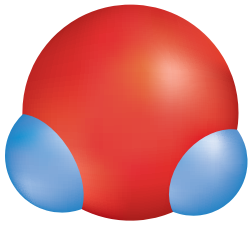
Estallido del grano Ahora sabemos que los granos de maíz estallan porque hay agua dentro de cada grano. Cuando los granos se calientan a unos 204°C, el agua que contiene el grano se evapora. La presión del vapor en expansión hace que la cáscara se reviente con una fuerza explosiva. La cáscara se revienta haciendo girar al grano de adentro hacia afuera, como muestra la **figura 1**. El centro de almidón blanco está ahora en el exterior. Por esta razón todas las palomitas de maíz son de color blanco, sin importar el color de la cáscara. Si la cáscara se revienta, las palomitas de maíz se abren y aumentan de 20 a 40 veces su tamaño original. El calor desprendido por el vapor cuece el almidón y lo convierte en el producto esponjoso que a la gente le gusta comer.

Figura 1 Secuencia fotográfica de una palomita de maíz al reventar.

Contenido de agua La cantidad de agua en el grano es un aspecto importante del maíz inflado. Los químicos de alimentos han encontrado que el grano debe contener cerca de 13.5 por ciento de agua en masa para que reviente adecuadamente. Los granos que no se revientan bien no tienen suficiente humedad en ellos. Esto puede suceder de dos maneras: la cáscara está dañada, lo que permite que la humedad interior se evapore, o no había suficiente humedad en el interior del casco cuando se formó la semilla. Cuando las palomitas de maíz están muy secas, tres cosas pueden suceder: los granos al reventarse crecen menos de lo normal, sólo se pueden dividir cuando se calientan o no pueden estallar en lo absoluto.

Explorando más

1. **Elabora una hipótesis** Sugiere por qué demasiada o poca agua en el grano aumenta el número de granos que no revientan.
2. **Aplica** ¿Por qué es mejor almacenar los granos de maíz en el congelador o en el refrigerador y no a temperatura ambiente en la alacena?
3. **Adquiere información** En la actualidad hay más de 1 000 variedades de cultivos de maíz. Escribe un informe detallado acerca de los múltiples usos del maíz y de sus productos.



■ **Figura 11.17** Avogadro determinó que el agua está formada por partículas.

Volumen de un gas y número de partículas En la síntesis del agua, dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con uno de oxígeno, pero sólo se forman dos volúmenes de vapor de agua. Tal vez esperarías que se formaran tres volúmenes. En la reacción inversa, que es la descomposición del agua, dos volúmenes de vapor de agua producen un volumen de oxígeno y dos volúmenes de hidrógeno. Ese misterioso tercer volumen reaparece de nuevo. ¿Cómo lo podemos explicar?

Amadeo Avogadro (1776-1856), un físico italiano, hizo las mismas observaciones y se planteó la misma pregunta. Primero se dio cuenta de que cuando el agua forma hidrógeno y oxígeno, dos volúmenes de gas se convierten en tres volúmenes de gas, así que planteó la hipótesis de que el vapor de agua constaba de partículas, como se muestra en la **figura 11.17**. Cada partícula de vapor de agua se debía romper en dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno. Por tanto, se debían formar dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno porque había el doble de partículas de hidrógeno que de oxígeno. Ahora podemos demostrar esta hipótesis haciendo algo que Avogadro no podía: escribir la ecuación química para la formación de agua.

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$$

Principio de Avogadro Avogadro fue el primero en interpretar la ley de los volúmenes combinados en términos de la interacción de partículas. Dedujo que el volumen de un gas a temperatura y presión dadas depende del número de partículas del gas. El **principio de Avogadro** establece que volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de partículas.

NOTICIAS de la materia

Debido a sus estudios sobre las reacciones en las que participan el oxígeno, el nitrógeno y el hidrógeno, Avogadro fue el primero en afirmar que estos gases estaban formados por moléculas diatómicas.

Conexión de ideas

Saber que volúmenes iguales de gases que están a una temperatura y presión constantes tienen el mismo número de partículas, es el primer paso para determinar cuántas partículas están presentes en la muestra de una sustancia. Conocer el número de partículas que hay en un reactivo y la proporción de la interacción de las mismas nos permite predecir la cantidad de un producto, lo cual investigarás en el capítulo 12.

Sección 11.2 Evaluación

Resumen de la sección

- La ley de Boyle establece que la presión y el volumen de un gas confinado son inversamente proporcionales.
- La ley de Charles establece que el volumen de cualquier muestra de un gas a presión constante es directamente proporcional a su temperatura Kelvin.
- El principio de Avogadro establece que volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de partículas.

24. Idea PRINCIPAL **Resume** Las leyes de los gases contemplan las siguientes variables: el número de partículas de gas, la temperatura, la presión y el volumen. ¿Cuál de estas variables permanece constante en la ley de Boyle, en la ley de Charles y en la ley combinada de los gases?

25. Explica por qué un colchón de aire soporta el peso de una persona que se acuesta en él.

26. Infiere ¿Por qué es importante determinar el volumen de un gas a TPE?

27. Analiza Si el volumen de un globo inflado con helio aumenta en 20 por ciento a temperatura constante, ¿cuál será el cambio de presión expresado como porcentaje?

28. Explica Utiliza la teoría cinética para explicar por qué las latas presurizadas muestran la advertencia "No se incinere".

29. Explica ¿Cuáles de las tres leyes que se aplican a cantidades iguales de gases son directamente proporcionales? ¿Cuáles son inversamente proporcionales?

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 11

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Los gases responden de maneras predecibles a la presión, la temperatura, el volumen y los cambios en el número de partículas.

Sección 11.1 Presión de un gas

Idea PRINCIPAL La presión del gas se relaciona con el número de partículas de gas y con el movimientos de dichas partículas.

Vocabulario

- atmósfera estándar (atm) (p. 374)
- barómetro (p. 374)
- pascal (Pa) (p. 376)

Conceptos clave

- La presión de un gas a temperatura y volumen constantes es directamente proporcional al número de partículas del gas.
- El volumen de un gas a temperatura y presión constantes es directamente proporcional al número de partículas del gas.
- Al nivel del mar, la presión ejercida por los gases de la atmósfera es igual a una atmósfera estándar (1 atm).

Sección 11.2 Las leyes de los gases

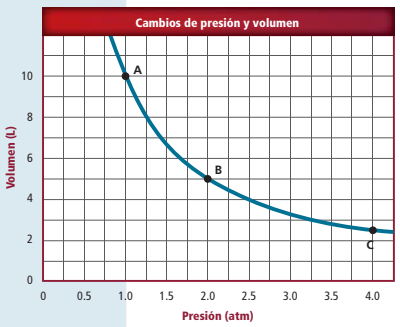
Idea PRINCIPAL Para una cantidad fija de un gas, un cambio en una variable —presión, temperatura o volumen— afecta a los otros dos.

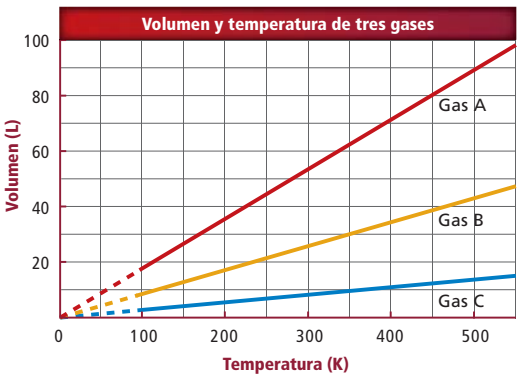
Vocabulario

- ley combinada de los gases (p. 393)
- ley de Boyle (p. 381)
- ley de Charles (p. 390)
- ley de los volúmenes de gases combinados (p. 394)
- principio de Avogadro (p. 396)
- temperatura y presión estándar, TPE (p. 393)

Conceptos clave

- La ley de Boyle estable que la presión y el volumen de un gas confinado son inversamente proporcionales.
- La ley de Charles establece que el volumen de cualquier muestra de gas a presión constante es directamente proporcional a su temperatura Kelvin.
- El principio de Avogadro establece que volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de partículas.





Capítulo 11 Evaluación

Comprensión de conceptos

30. Nombra tres formas de aumentar la presión dentro de un tanque de oxígeno.

31. ¿Qué temperatura Celsius corresponde al cero absoluto?

32. En una planta química, se almacena hexafluoruro de xenón a TPE. Expresa estas condiciones usando la escala Kelvin.

33. ¿Qué condiciones físicas especifica el término TPE?

34. ¿Qué factores afectan la presión de un gas?

35. Convierte la medida de presión 547 mm Hg a las siguientes unidades.

a) psi
b) kPa
c) pulg. de Hg
d) atm

36. Un tanque de almacenamiento de oxígeno contiene 12.0 L del gas a 25°C y 3 atm. Después de que un dosificador de oxígeno de 4 L a 25°C y 3 atm se vacía en el tanque, ¿cuáles esperarías que fueran la temperatura y presión del tanque?

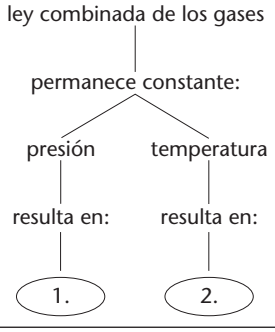
Aplicación de conceptos

37. La cabina de pasajeros de un avión está presurizada. Explica lo que significa este término y por qué se presuriza.

38. Explica por qué los globos llenos de helio se elevan en el aire, mientras que los que están llenos de dióxido de carbono descienden.

39. Completa el mapa conceptual de la **figura 11.18** que muestra cómo se derivan la ley de Boyle y la ley de Charles de la ley combinada de los gases.

Figura 11.18



40. A 1 250 mm Hg y 75.0°C, el volumen de una muestra de amoniaco gaseoso es 6.28 L. ¿Cuál será el volumen del amoniaco a TPE?

41. El volumen de un gas es de 550 mL a 760 mm Hg. Si la presión se reduce a 380 mm Hg y la temperatura es constante, ¿cuál será el nuevo volumen?

42. Una muestra de 375 mL de aire a TPE se calienta a volumen constante hasta que su presión aumenta a 980 mm Hg. ¿Cuál es la nueva temperatura de la muestra?

43. Una muestra de gas neón tiene un volumen de 822 mL a 160°C. La muestra se enfría a presión constante hasta un volumen de 586 mL. ¿Cuál es la nueva temperatura?

44. El volumen de un gas es de 1.5 L a 27°C y 1 atm. ¿Qué volumen ocupará el gas si la temperatura se eleva a 127°C a presión constante?

45. Una muestra de 50 mL de kriptón gaseoso a TPE se enfría a –73°C a presión constante. ¿Cuál será el volumen?

46. Usa la ley de Boyle para calcular los valores que faltan en la **tabla 11.3**.

Tabla 11.3 Ley de Boyle

V_1	P_1	V_2	P_2
1.4 L	?	3.0 L	1.2 atm
2.0 L	0.82 atm	1.0 L	?
2.5 L	0.75 atm	?	1.3 atm
?	1.2 atm	3.0 L	1 atm

47. ¿Cuántos litros de hidrógeno se necesitan para reaccionar por completo con 10 L de oxígeno en la síntesis del peróxido de hidrógeno?

48. El volumen de un gas a 101 kPa es 400 mL. Si la presión cambia a temperatura constante a 404 kPa, ¿cuál será el nuevo volumen?

49. Una muestra de amoniaco gaseoso de 45 mL a TPE se calienta a 73°C a presión constante. ¿Cuál será el volumen?

50. El volumen de una muestra de dióxido de carbono que se recoge a TPE es 500.0 L. ¿Qué volumen tendrá la muestra si la presión cambia a 380.0 mm Hg y la temperatura a 100°C?

51. Se recoge una muestra de nitrógeno de 120 mL a 900.0 mm Hg y 0.0°C. ¿Qué volumen tendrá el nitrógeno cuando su temperatura se eleve a 100.0°C y la presión aumente a 15 atm?

Química y tecnología

52. Compara la cantidad de oxígeno que podrías recibir en una cámara de TOHB con la cantidad que recibes al respirar aire normal.

Química cotidiana

53. Explica por qué la densidad de un grano de maíz inflado es menor que la de un grano no inflado.

Conexión con Ciencias de la Tierra

54. ¿El cloro gaseoso podría ser adecuado para impulsar los globos climáticos? Explica tu respuesta.

Razonamiento crítico

Compara y contrasta

55. QuimiLab ¿En qué se parecen las inferencias acerca de la relación entre el volumen y la presión hechas en el laboratorio de química de este capítulo con las inferencias hechas a partir de la observación del aparato descrito en la **figura 11.7**?

Observa e infiere

56. MiniLab 11.1 ¿Cómo explicarías el posible estallido de una bolsa que contiene hielo seco sublimado?

Aplicación de conceptos

57. MiniLab 11.2 Explica cómo te ayuda la presión del aire a transferir un líquido con una pipeta.

Traza y usa gráficas

58. Los neumáticos de automóvil se desinflan cuando la temperatura desciende durante los meses de invierno si no se añade más aire a los neumáticos al inicio de la temporada de frío. Por cada 12.2°C que desciende la temperatura, la presión del aire de los neumáticos disminuye cerca de 1 psi (14.7 psi es igual a 1 atm). Completa la **tabla 11.4**. Luego traza una gráfica que ilustre cómo cambia la presión del aire en el neumático durante los rangos de temperatura de 5°C a –25°C, suponiendo que empiezas con una presión de 30.0 psi a 5°C.

Tabla 11.4 Presión de los neumáticos con base en la temperatura

Temperatura (°C)	Presión (psi)
5	
–5	
–15	
–25	

Haz predicciones

59. Utiliza la ley de Boyle para predecir el cambio de densidad de una muestra de aire cuando la presión se incrementa.

Revisión acumulativa

60. ¿Qué son los alótropos? Nombra tres elementos que existan como alótropos (*Capítulo 5*)

61. ¿Un átomo de un elemento puede tener seis electrones en el subnivel energético 2*p*? (*Capítulo 7*)

62. Clasifica los enlaces siguientes como iónicos, covalentes o covalentes polares, utilizando los valores de electronegatividad (*Capítulo 9*).

a) NH **c)** BH
b) BaCl **d)** NaI

63. ¿Qué efecto tiene un incremento en la presión atmosférica en lo siguiente? (*Capítulo 10*)
a) el punto de ebullición del agua.
b) el punto de fusión del hielo.

Prueba de habilidades

64. Análisis dimensional En un laboratorio se almacenan 400 L de metano a 600 K y 1.25 atm. Si el metano se introduce en un cilindro de 200 L y se enfría a 300 K, ¿cómo cambia la presión?

ESCRIBIENDO Química

65. La manufactura moderna aplica las propiedades de los gases de muchas formas. Menciona tres ejemplos de productos que ves y usas a diario en los que se apliquen las propiedades de los gases. Incluye por lo menos un producto doméstico. Escribe una explicación corta de la propiedad utilizada en cada ejemplo.

66. Investiga la enfermedad por descompresión (también llamada mal de los buzos). Explica las causas y los síntomas de la enfermedad por descompresión. Prepara un folleto de instrucciones para los buceadores principiantes sobre cómo evitar este problema.

67. Aplica tus conocimientos sobre la presión de un gas para explicar cómo se puede usar un émbolo para abrir un tubo de desagüe que está obstruido.

68. Muchos aeronautas soñaban con completar un viaje alrededor del mundo en un globo de aire caliente, una meta que se logró hasta 1999. Escribe sobre cómo te imaginas que sería un viaje en globo, incluyendo una descripción de cómo la manipulación de la temperatura del aire te permite controlar la altitud.

69. Investiga y explica la función de los reguladores de los tanques de aire utilizados por los buzos.

Resolución de problemas

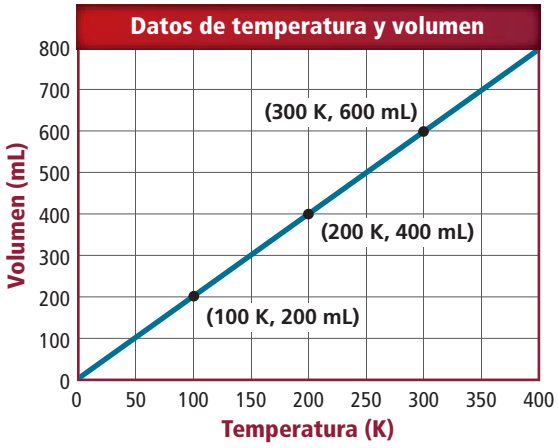
70. Una muestra de argón gaseoso ocupa un volumen de 2.00 L a –33.0°C y 1.50 atm. ¿Cuál es su volumen a 207°C y 2.00 atm?

71. Un soplete para soldadura requiere 4 500 L de acetileno gaseoso a 2 atm. Si el acetileno se toma de un tanque de 150 L, ¿cuál es la presión del acetileno?

72. Un globo de helio contiene 43 L de gas a 25°C. Si la temperatura aumenta a 55°C, ¿cuál será el nuevo volumen de gas en el globo?

73. Usa la ley de Charles para determinar la exactitud de los datos representados en la **figura 11.19**.

Figura 11.19



74. A una profundidad de 20 m, una burbuja de 0.5 mL de aire exhalado sale de la boquilla de un buzo. Si el volumen de la burbuja en cuanto llega a la superficie del agua es de 1.5 mL, ¿cuál es la presión sobre el buzo?

75. Para producir 15.4 L de dióxido de nitrógeno a 300 K y 2 atm, ¿cuántos litros de nitrógeno y oxígeno gaseoso se necesitan?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

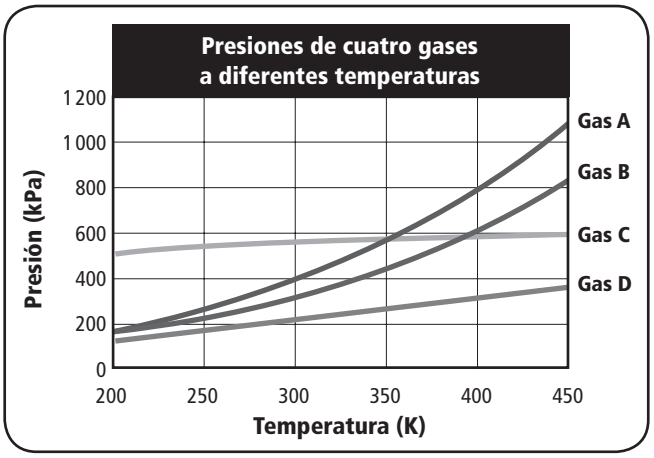
Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál de las siguientes unidades es equivalente a 1.00 atm?
- **a)** 760 mm Hg.
- **b)** 14.7 psi.
- **c)** 101.3 kPa.
- **d)** todas las anteriores.

2. ¿Cuál de las opciones siguientes es un componente importante de los compuestos orgánicos?
- **a)** sodio.
- **b)** calcio.
- **c)** carbono.
- **d)** potasio.

Usa la gráfica para responder a las preguntas 3 y 4.



3. En la gráfica se muestra que
- **a)** conforme la temperatura aumenta, la presión disminuye.
- **b)** conforme la presión disminuye, el volumen disminuye.
- **c)** conforme la temperatura disminuye, los moles disminuyen.
- **d)** conforme la presión disminuye, la temperatura disminuye.

4. La presión que se predice para el gas B a 310 K es
- **a)** 350 kPa.
- **b)** 620 kPa.
- **c)** 1 000 kPa.
- **d)** 1 200 kPa.

5. Una muestra de argón gaseoso se comprime a un volumen de 0.712 L por un pistón que ejerce una presión de 3.92 atm. El pistón se suelta lentamente hasta que la presión del gas es 1.50 atm. El nuevo volumen del gas es
- **a)** 0.272 L.
- **b)** 3.67 L.
- **c)** 1.86 L.
- **d)** 4.19 L.

6. ¿Cómo se vuelve más lenta una reacción?
- **a)** al añadir un inhibidor.
- **b)** al aumentar la energía de activación.
- **c)** al añadir más reactivos.
- **d)** todas las respuestas anteriores.

7. Los elementos con orbitales *d* se llaman
- **a)** gases nobles.
- **b)** elementos de transición.
- **c)** metales alcalinos.
- **d)** no metales.

8. ¿Cuál de las opciones siguientes no es un miembro del grupo 15?
- **a)** potasio.
- **b)** arsénico.
- **c)** bismuto.
- **d)** antimonio.

9. ¿Cuál compuesto tendrá un ΔEN igual a cero?
- **a)** CO
- **b)** H_2O
- **c)** O_2
- **d)** CH_4

10. ¿Cuál enunciado explica el comportamiento de los líquidos?
- **a)** Las partículas de un líquido están unidas entre sí y pueden deslizarse unas sobre otras.
- **b)** Las partículas de un líquido están unidas y fluyen con facilidad en línea recta cuando se mueven.
- **c)** Las partículas de un líquido están separadas por espacios que les permiten moverse entre ellas.
- **d)** Las partículas de un líquido están unidas de manera rígida hasta que pierden sus enlaces a altas temperaturas.

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	11.1	5.2	11.1	11.1	11.2	6.3	7.2	8.1	9.1	10.1

CAPÍTULO 12

Cantidades químicas

GRAN Idea **El mol representa un gran número de partículas muy pequeñas.**

12.1 Conteo de partículas de materia

Idea PRINCIPAL Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin embargo, los moles de diferentes sustancias tienen diferente masa.

12.2 Uso de moles

Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.

Hechos químicos

- En Estados Unidos existen alrededor de 2 500 variedades de manzanas, y alrededor del mundo existen 7 500 variedades.
- La masa de cuatro manzanas pequeñas o de tres manzanas medianas es de aproximadamente 500 g.
- En lugar de contar o pesar manzanas, es posible medirlas con una fanega o celemín (alrededor de 35 L).

INTRO Lab

¿Qué tanto es un mol?

Es más fácil contar cantidades muy grandes de objetos cuando utilizas unidades como las docenas. Los químicos usan una unidad para contar llamada mol.

Materiales

- regla graduada en centímetros
- clip para papel

Procedimiento

1. Mide la longitud del clip con una precisión de 0.1 cm.
2. Mide la masa del clip con una precisión de 0.1 g.

Análisis

1. **Calcula** Si un mol es 6.02×10^{23} objetos, ¿qué tan larga sería una cadena de un mol de clips acomodados uno detrás del otro?
2. **Determina** ¿Cuál es la masa de un mol de clips para papel? ¿Cómo se compara con la masa de la Tierra (aproximadamente 6.0×10^{24} kg)?

Indaga ¿Cuántos años luz se extendería un clip en el espacio? (1 año luz = 9.46×10^{15} m). ¿Cómo se calcula la distancia comparada con la siguiente distancia astronómica: la estrella más cercana (otra más que el sol) = 4.3 al; el centro de nuestra galaxia = 30 000 al; la más cercana galaxia = 2 × 106 al?

Química en línea

Visita glencoe.com para:

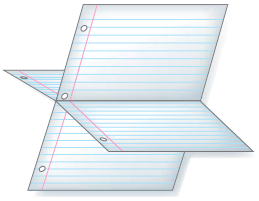
- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Medición de moles de azúcar***

FOLDABLES® Organizador de estudio

Factores de conversión Elabora el siguiente organizador plegable para ayudarte a resumir la información sobre factores de conversión.

PASO 1 Dobla dos hojas de papel a la mitad, en forma horizontal.

PASO 2 En la primera hoja haz un corte de 3 cm sobre el doblez, a cada lado de la hoja de papel. En la segunda hoja corta el doblez dejando sin cortar 3 cm a cada lado.



PASO 3 Desliza la primera hoja a través del corte de la segunda hoja para hacer un libro de ocho páginas.

FOLDABLES Usa este organizador plegabla en las secciones 12.1 y 12.2. Conforme leas las secciones registra la información sobre factores de conversión y resume los pasos involucrados en cada conversión.

Sección 12.1

Objetivos

- **Definir** el mol como un número y el mol como masa.
- **Relacionar** el número de partículas con el peso de muestras de las sustancias.
- **Resolver** problemas de estequiometría usando la masa molar.

Revisión de vocabulario

principio de Avogadro: volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión, contienen igual número de partículas

Vocabulario nuevo

constante de Avogadro
estequiometría
masa fórmula
masa molar
masa molecular
mol

Conteo de partículas de materia

Idea PRINCIPAL **Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin embargo, los moles de diferentes sustancias tienen diferente masa.**

Vínculo con el mundo real Si alguna vez has estado en una montaña, al mirar el bosque que se extiende bajo tus pies seguramente te ha maravillado la cantidad de hojas que tienen todos esos árboles. ¿Puedes imaginar una forma de calcular ese número? Los químicos necesitan trabajar con números incluso mayores.

Estequiometría

En el capítulo 11 aprendiste que los volúmenes de los gases siempre se combinan en proporciones definidas. Esta observación, llamada ley de la combinación de volúmenes, se basa en la medición del volumen de los gases que se combinan. Cuando Avogadro sugirió que los gases se combinan en proporciones fijas porque volúmenes iguales de gases, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de partículas, pudo haber pensado que las partículas mismas se reordenaban. Las partículas individuales de los gases son tan pequeñas que no se puede observar el efecto de reordenamiento, pero sí medir el volumen de los gases. El principio de Avogadro es uno de los primeros intentos para relacionar el número de partículas en una muestra de una sustancia con alguna medición directa de la muestra.

Actualmente, por medio de los métodos de la estequiometría, se pueden medir cantidades de sustancias que participan en reacciones químicas, y relacionarlas entre ellas. La **estequiometría** es el estudio de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos de una reacción química. Por ejemplo, la masa o el volumen de una muestra puede ser convertida a un número de partículas de la sustancia, como átomos, iones o moléculas.

Sin embargo, la expresión del número de partículas individuales incluso en una muestra de materia muy pequeña resulta una cantidad extraordinariamente grande. Afortunadamente existe una forma sencilla de indicar números muy grandes de átomos, iones y moléculas. En la **figura 12.1** se muestran algunos objetos cotidianos agrupados por cantidades. ¿Contarías individualmente las 1 500 hojas de papel contenidas en tres resmas de papel? Los químicos agrupan las partículas que forman la materia de una manera semejante.

Figura 12.1 Se usan unidades diferentes para contar diferentes tipos de objetos. Un par significa dos objetos, una docena, 12; una gruesa, 144 y una resma, 500.

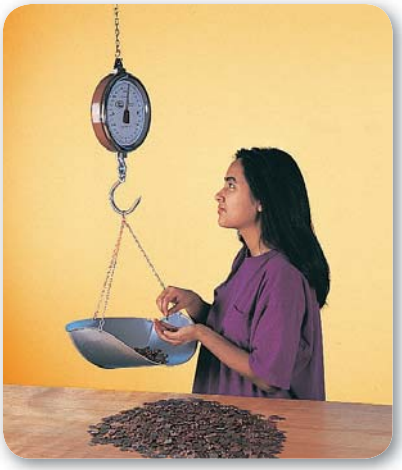
Enlista *¿Qué otras unidades de cantidad te resultan familiares?*

El mol A manera de ejemplo, imagina el reto de contar el número de monedas que caben en un gran barril. ¿Las contarías una por una? ¿O bien agruparías las monedas en una cantidad grande conveniente para luego contar el número de grupos y calcular el número total de monedas del barril?

En la **figura 12.2** se ilustra una forma de contar un gran número de monedas. Para contar las monedas de manera individual, tienes que manipular una por una miles y miles de monedas. También puedes realizar tres mediciones: el peso del barril lleno de monedas, el peso del barril vacío y el peso de un grupo de 1 000 monedas. En la **figura 12.2** se muestra cómo un cálculo sencillo, basado en estas tres mediciones, conduce a un conteo exacto de las monedas.

El número de Avogadro Para contar átomos necesitarías un grupo mucho mayor que el grupo de 1 000 que usaste para las monedas. Los átomos son tan pequeños que una muestra de un tamaño visible de una sustancia contiene tantas de estas partículas submicroscópicas que contarlas, agrupándolas en miles, sería imposible. Incluso agruparlas en millones no es de gran ayuda. El grupo o unidad de medida que se usa para contar números de átomos, moléculas y unidades fórmula de las sustancias, es el **mol**. El número de cosas en un mol es 6.02×10^{23}. Este número tan grande tiene un nombre corto: es la **constante de Avogadro**. En la **figura 12.3** se muestra un mol de tres sustancias comunes, agua, cobre y sal de mesa.

Por medio de la constante de Avogadro se pueden contar, de manera adecuada, toda clase de partículas submicroscópicas. Hay 6.02×10^{23} átomos de carbono en un mol de carbono y 6.02×10^{23} moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Existen 6.02×10^{23} iones sodio en un mol de iones sodio. Por analogía, hay 6.02×10^{23} huevos en un mol de huevos, pero los huevos son tan grandes, comparados con las partículas con que se trabaja en química, que no tendrías necesidad de calcular cuántos huevos hay en una muestra típica.

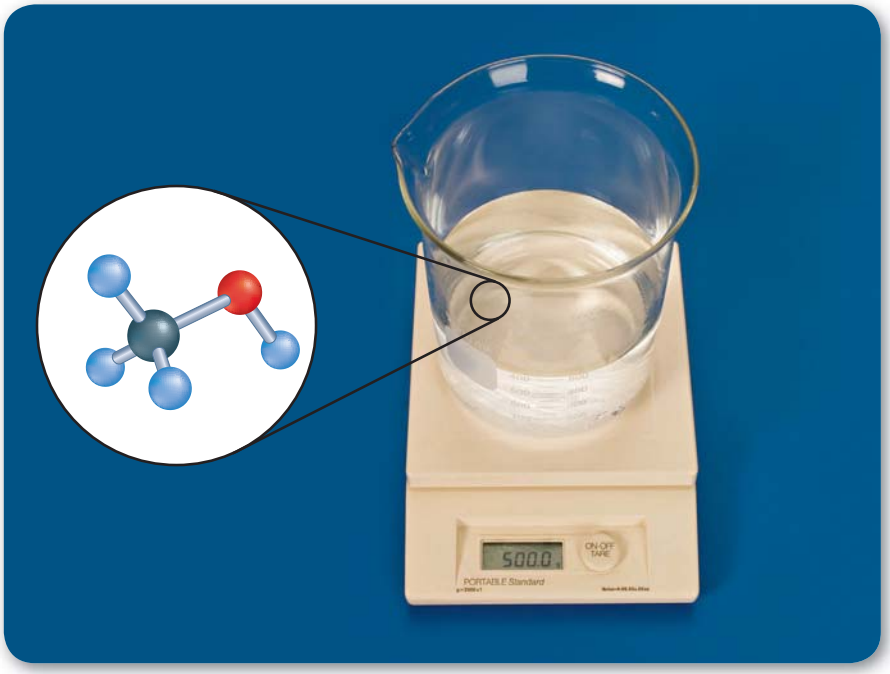


■ **Figura 12.2** Si deseas calcular el número de centavos en una caja puedes usar la masa de todos los centavos (70 125 g) y la masa de 1 000 centavos (2 890.7 g). La relación 1 000 centavos/2 890.7 g convierte la masa de los centavos en el número de centavos:

$$70\,125\ \text{g} \times \frac{1\,000\ \text{centavos}}{2\,890.7\ \text{g}} = 24\,259\ \text{centavos}$$

La caja contiene 24 259 centavos, lo que significa $242.59.

■ **Figura 12.3** La cantidad de cada una de las sustancias mostradas es 6.02×10^{23}, o 1 mol de partículas de agua, cobre y sal.



■ **Figura 12.4** Puedes usar una balanza para medir 500 g de metanol. Pero ¿cuántas moléculas hay en 500 g de metanol? ¿Cuánto hidrógeno y dióxido de carbono gaseosos necesitas para sintetizar 500 g de metanol? Necesitas una forma de relacionar las mediciones macroscópicas, como la masa, con las moléculas involucradas en una reacción química.

NOTICIAS de la materia

El valor más exacto de la constante de Avogadro es 6.0221179×10^{23}. Para la mayoría de los propósitos es suficiente redondearlo a 6.02×10^{23}.

Masa molar

¿Cómo ayuda el conocimiento del tamaño de un mol a resolver problemas en química? A diferencia del papel, que está empacado en resmas, los productos químicos en el laboratorio no se encuentran en paquetes de moles para poder contarlos. Puedes usar una balanza para medir la masa de una muestra de materia.

Por ejemplo, imagina que deseas producir 500 g de metanol, que se muestra en la **figura 12.4**, de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CO_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(l) + H_2O(g)$$

¿Cuántos moles de metanol hay en 500 g de metanol? El metanol se forma a partir de CO_2 gaseoso e hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de CO_2 y H_2 gaseosos necesitarías? ¿Cuántos gramos de agua se producirían como subproducto? Éstas son preguntas de estequiometría que se refieren a las masas de los reactivos y productos. Pero la ecuación química balanceada muestra que tres moléculas de hidrógeno gaseoso reaccionan con una molécula de dióxido de carbono gaseoso. La ecuación relaciona las moléculas de reactivos y de productos, no sus masas.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Igual que Avogadro, necesitas relacionar las mediciones macroscópicas —las masas del monóxido de carbono y el hidrógeno— con el número de moléculas de metanol. Para encontrar la masa de monóxido de carbono y la masa de hidrógeno que se necesitan para producir 500 g de metanol, primero debes saber cuántas moléculas de metanol hay en 500 g de metanol.

¿Recuerdas la caja con centavos? Al conocer la masa de un grupo de 1 000 centavos y la de todos los centavos, puedes calcular el número de grupos de 1 000 centavos. Después, resulta fácil calcular el número total de centavos. Tienes una unidad accesible de medida, el mol, y conoces la masa de metanol que quieres obtener; sin embargo, aún es necesario que sepas la masa de un mol de moléculas de metanol.

■ **Figura 12.5** Una docena de limas tiene aproximadamente el doble de masa que una docena de huevos. La diferencia de masa es razonable porque las limas y los huevos son diferentes en composición y en tamaño.

Masa molar de un elemento Probablemente esperas que una docena de limas y una docena de huevos tengan diferente masa, como se muestra en la **figura 12.5**. Esto tiene sentido, porque una lima no tiene la misma masa que un huevo. De igual manera, los diferentes elementos tienen diferente masa. En el capítulo 2 aprendiste que, en la tabla periódica, aparece la masa atómica promedio de los elementos. Por ejemplo, la masa promedio de un átomo de hierro es 55.8 u, en donde u significa "unidades de masa atómica".

¿Cómo se relaciona la masa de un átomo con la masa de un mol de ese átomo? La unidad de masa atómica de un átomo se define de forma que la masa atómica de un átomo del isótopo más común del carbono es 12 u y la masa de 1 mol de átomos del isótopo más común del carbono es 12 g. La masa de 1 mol de una sustancia pura se dice que es su **masa molar**. Puedes encontrar la masa molar de los elementos en la tabla periódica: la masa molar de un elemento es el promedio de la masa atómica de dicho elemento, expresada en gramos, en lugar de unidades de masa atómica. Por tanto, la masa molar del hierro es 55.847 g y la masa molar del platino es 195.08 g. En la **figura 12.6** se muestra un mol de hierro pesado en una balanza.

Si un elemento existe como una molécula, recuerda que las partículas en 1 mol de ese elemento están constituidas por átomos. Por ejemplo, el elemento oxígeno existe como moléculas formadas por dos átomos de oxígeno, por lo que un mol de moléculas de oxígeno contiene 2 moles de átomos de oxígeno. Por tanto, la masa molar de las moléculas de oxígeno es el doble de la masa molar de los átomos de oxígeno: $2 \times 16.00\ g = 32.00\ g$.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Estequiometría
proviene del griego *stoichen,* que significa *elemento,* y de *metreon,* que significa *medir* o *guiar*.

1 mol de hierro

= 6.02×10^{23} átomos de hierro

■ **Figura 12.6** Un mol de hierro, representado por una bolsa con partículas, contiene el número de Avogadro de átomos y tiene una masa igual a su masa atómica expresada en gramos.

Aplica ***¿Cuál es la masa molar del cobre?***

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de la masa, visita glencoe.com.

MiniLab 12.1

Utilizar la masa para contar

¿Puedes determinar cuántos botones hay en una bolsa sin contarlos? Comúnmente, los químicos y los ingenieros químicos necesitan regular, cuidadosamente, el número de átomos, moléculas y iones, en sus reacciones. Estas partículas son demasiado pequeñas para verlas y muy numerosas para contarlas, pero se puede determinar su número midiendo su masa. Simula este proceso determinando el número aproximado de botones (u objetos, pequeños e idénticos), que hay en una bolsa grande, pesando, en lugar de contar.

Procedimiento

1. Lee y llena la guía de medidas de seguridad.
2. Cuenta 10 **botones** y pésalos. Anota la masa.
3. Pesa y anota la masa de una bolsa de **plástico** vacía **con cierre hermético**.
4. Llena completamente la bolsa con botones y ciérrala.
5. Pesa y anota la masa de la bolsa llena con botones.

Análisis

1. **Diseña** un plan para determinar el número de botones que hay en la bolsa sellada, sin abrirla.
2. **Calcula** el número de botones en la bolsa.
3. **Verifica** tu cálculo, abre la bolsa y cuenta los botones. ¿El conteo a mano concuerda con el cálculo de la pregunta 2? Explica tus respuestas.

Masa molar de un compuesto Como aprendiste en el capítulo 4, los compuestos covalentes están formados por moléculas y los compuestos iónicos por unidades fórmula. La **masa molecular** de un compuesto covalente es la masa, en unidades de masa atómica, de una molécula. Su masa molar es la masa, en gramos, de 1 mol de sus moléculas. La **masa fórmula** de un compuesto iónico es la masa, en unidades de masa atómica, de una unidad fórmula. Su masa molar es la masa, en gramos, de 1 mol de unidades fórmula. A continuación se muestra cómo calcular la masa molar del etanol o alcohol etílico, un compuesto covalente, y del cloruro de calcio, un compuesto iónico.

Etanol (C_2H_5OH), un compuesto covalente			
2 átomos de C	2×12.0 u	=	24.0 u
6 átomos de H	6×1.00 u	=	6.00 u
1 átomos de O	1×16.0 u	=	+16.0 u
masa molecular de C_2H_6O			46.0 u
masa de 1 mol de moléculas de C_2H_6O		=	46.0 g
masa molar del etanol			46.0 g/mol

Cloruro de calcio ($CaCl_2$), un compuesto iónico			
1 átomo de Ca	1×40.1 u	=	40.1 u
2 átomos de Cl	2×35.5 u	=	+71.0 u
masa fórmula de $CaCl_2$			111.1 u
masa de 1 mol de unidades fórmula de $CaCl_2$		=	111.1 g
masa molar del cloruro de calcio			111.1 g/mol

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 873 para realizar una **medición de moles de azúcar**

EJEMPLO Problema 12.1

Sugerencia para resolver el problema

Recuerda que las unidades de la masa molar son gramos por mol y que pueden usarse como un factor de conversión.

Número de átomos en una muestra de un elemento La masa de una barra de hierro es 16.8 g. ¿Cuántos átomos de Fe hay en la muestra?

1 Análisis

Usa la tabla periódica para encontrar la masa molar del hierro. La masa promedio de un átomo de hierro es 55.8 u. Entonces, la masa de 1 mol de átomos de hierro es 55.8 g.

2 Procedimiento

Para convertir la masa de la barra de hierro en el número de moles de hierro, usa la masa de 1 mol de átomos de hierro como factor de conversión.

$$(16.8 \text{ g de Fe})\left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.8 \text{ g de Fe}}\right)$$

Ahora, usa el número de átomos de un mol para calcular el número de átomos de hierro de la barra.

$$(16.8 \text{ g de Fe})\left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.8 \text{ g de Fe}}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}}\right)$$

3 Solución

$$(16.8 \text{ g de Fe})\left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.8 \text{ g de Fe}}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}}\right) = \frac{16.8 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{55.8} = 1.81 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

4 Comprobación

Observa cómo se cancelan las unidades de medida y sólo quedan átomos de Fe.

EJEMPLO Problema 12.2

Número de unidades fórmula en una muestra de un compuesto La masa de una muestra de óxido de hierro(III) es 16.8 g. ¿Cuántas unidades fórmula hay en la muestra?

1 Análisis

Usa la tabla periódica para calcular la masa de una unidad fórmula de Fe_2O_3.

2 átomos de Fe	2×55.8 u =	111.6 u
3 átomos de O	3×16.0 u =	+ 48.0 u
masa fórmula de Fe_2O_3		159.6 u

Por tanto, la masa molar de Fe_2O_3 (redondeadas) es 159.6 g/mol.

2 Procedimiento

Para convertir la masa del óxido de hierro(III) al número de moles de óxido de hierro(III), usa la masa de un mol de moléculas de hierro(III) como factor de conversión.

$$(16.8 \text{ g de } Fe_2O_3)\left(\frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{159.6 \text{ g de } Fe_2O_3}\right)$$

Ahora, multiplica el número de moles de óxido de hierro por el número en un mol.

$$(16.8 \text{ g de } Fe_2O_3)\left(\frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{159.6 \text{ g de } Fe_2O_3}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula de } Fe_2O_3}{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}\right)$$

3 Solución

$$(16.8 \text{ g de } Fe_2O_3)\left(\frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{159.6 \text{ g de } Fe_2O_3}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula de } Fe_2O_3}{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}\right) =$$

$$\frac{16.8 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula de } Fe_2O_3}{159.6} = 6.34 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula de } Fe_2O_3$$

4 Comprobación

Las unidades de medida muestran que el cálculo es correcto. La multiplicación también es correcta.

EJEMPLO Problema 12.3

Masa del número de moles de un compuesto ¿Qué masa de agua se debe pesar para obtener 7.50 mol de H_2O?

1 Análisis

La masa molar del agua se obtiene a partir de su masa molecular en unidades de g/mol.

2 átomos de H	2×1.00 u =	2.0 u
1 átomo de O	1×16.0 u =	+ 16.0 u
masa molecular de H_2O		18.0 u

La masa molecular del agua es 18.0 g/mol.

2 Procedimiento

Usa la masa molar para convertir el número de moles en una medida de masa.

$$(7.50 \text{ mol de } H_2O)\left(\frac{18.0 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O}\right)$$

3 Solución

$$(7.50 \cancel{\text{ mol de } H_2O})\left(\frac{18.0 \text{ g de } H_2O}{1 \cancel{\text{ mol de } H_2O}}\right) = 7.50 \times 18.8 \text{ g de } H_2O = 35 \text{ g de } H_2O$$

4 Comprobación

Al usar el análisis dimensional, las unidades se cancelan para quedar las unidades finales en gramos de H_2O, como se esperaba. La multiplicación también es correcta.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando conversiones entre masa y moles, revisa los problemas adicionales de la página 824.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 861

1. Sin hacer cálculos, indica qué contiene un número mayor de átomos: 50.0 g de azufre o 50.0 g de estaño. Verifica tu respuesta mediante los cálculos.
2. Determina el número de átomos de cada una de las siguientes muestras:
   - **a)** 98.3 g de mercurio, Hg
   - **b)** 45.6 g de oro, Au
   - **c)** 10.7 g de litio, Li
   - **d)** 144.6 g de tungsteno, W
3. Determina el número de moles en cada una de las siguientes muestras:
   - **a)** 6.84 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$
   - **b)** 16.0 g de dióxido de azufre, SO_2
   - **c)** 68.0 g de amoniaco, NH_3
   - **d)** 17.5 g de óxido de cobre(II), CuO
4. Determina la masa de las siguientes cantidades molares:
   - **a)** 3.52 mol Si
   - **b)** 1.25 mol aspirina, $C_9H_8O_4$
   - **c)** 0.550 mol F_2
   - **d)** 2.35 mol de yoduro de bario, BaI_2

Conexión con el Arte

Pesas ashanti de latón

Imagínate que despiertas en la mañana, después de la lluvia, y encuentras que ha surgido oro del pasto. ¿Suena como un cuento de hadas? En los años 1700 y 1800, esto era una experiencia común para la gente que vivía en Ghana al oeste de África. Su tierra es un aluvión de campos de oro. Además de recoger el oro que quedaba al descubierto como consecuencia de la erosión y encontrar oro en los arroyos, los ashanti, uno de los 35 grupos étnicos de Ghana, recuperaba el oro haciendo excavaciones en el sedimento, donde los arroyos pequeños se juntaban con otros más grandes, triturando el cuarzo y las rocas que contenían oro y separándolo mediante el lavado. El polvo y pequeñas pepitas de oro eran su moneda nacional.

Pesas estándar ashanti Hacia el año 1400 los artistas locales crearon bellas pesas de latón para estandarizar el peso del polvo de oro en las transacciones comerciales. Las primeras eran bloques sencillos, pero posteriormente hicieron cubos, pirámides, bloques triangulares y rectangulares con figuras grabadas. Moldeaban pequeños objetos naturales como semillas, escarabajos, conchas y cocodrilos, como se muestra en la **figura 1**. A principios de 1700, mientras los europeos colonizaban América, los ashanti creaban obras de arte con estas pesas, que incluyen esculturas de diseños elaborados o de formas planas y creaciones de figuras humanas y de animales, como se muestra en la **figura 2**.

Figura 1 Cocodrilos que comparten el vientre.

Figura 2 Estatua de bronce que representa un ave.

Los ashanti eran muy hábiles para trabajar los metales. Moldeaban piezas en latón mediante el método de la cera perdida, el cual permite hacer piezas con detalles exquisitos. En este proceso, las formas se tallaban en cera, después se metían en arcilla y se cocían. La cera caliente se eliminaba y sólo quedaba un molde de cerámica. El metal fundido se vertía en el molde. Cuando se enfriaba el metal, se rompía el molde para obtener la pieza fundida. Los defectos en el proceso de fundición no se revelaban hasta que el molde se destruía, y entonces, podían hacerse pocas reparaciones.

Actualmente, las pesas ashanti se coleccionan como objetos de arte, pues son evidencia de la avanzada cultura ashanti de hace unos siglos. En comparación con las sencillas pesas que se usan actualmente, las pesas ashanti le agregan interés y belleza a la vida diaria.

Conexión con la Química

1. **Hipótesis** ¿Crees que las pesas estándar pronto serán obsoletas en los laboratorios científicos? ¿Por qué?
2. **Aplicaciones** ¿Por qué el oro forma pocos compuestos?

■ **Figura 12.7** Cada muestra contiene 6.02×10^{23} moléculas de un compuesto covalente, o 6.02×10^{23} unidades fórmula de un compuesto iónico. Las muestras tienen el mismo número de partículas, pero diferente masa.

Infiere ***¿Cuál compuesto tiene la mayor masa molar? ¿La menor? Explica tu respuesta.***

Masa molar y estequiometría

El concepto de masa molar facilita la determinación del número de partículas en una muestra de una sustancia con sólo pesar la masa de la muestra. Este concepto también es muy útil para relacionar la masa de reactivos y productos en reacciones químicas. Recuerda la pregunta con que se inició la discusión sobre la masa molar: ¿cómo te puede ayudar conocer el tamaño de un mol para sintetizar 500 g de metanol? Mediante el uso de la estequiometría, puedes saber el número de moles de metanol que hay en 500 g, así como las masas de dióxido de carbono y de hidrógeno que necesitan reaccionar para producir esta cantidad de metanol, y las masas de dióxido de carbono, hidrógeno y agua que se obtendrán como subproductos. En la siguiente sección aprenderás cómo usar los moles para convertir entre moles de reactivos y moles de productos. La **figura 12.7** te muestra cómo se ve un mol de algunos compuestos familiares.

Sección 12.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La estequiometría relaciona, entre sí, las cantidades de reactivos de productos en una reacción química.
- El mol es la unidad que se usa para contar partículas de materia. Un mol de una sustancia pura contiene el número de Avogadro de partículas 6.02×10^{23}.
- La masa molar se puede usar para convertir la masa en moles y los moles en masa.

5. Idea PRINCIPAL **Compara y contrasta** ¿En qué se parece contar un camión cargado con centavos a contar los átomos en 10.0 g de aluminio? ¿Cuál es la diferencia?
6. **Evalúa** La masa atómica promedio del nitrógeno es 14 veces más grande que la masa atómica promedio del hidrógeno. ¿Supones que la masa molar del nitrógeno gaseoso, N_2, sea 14 veces más grande que la masa molar del hidrógeno gaseoso, H_2? ¿Por qué?
7. **Explica** ¿Por qué es incorrecta la siguiente aseveración?: Un proceso industrial requiere 2.15 mol de una mezcla de azúcar y sal.
8. **Determina** la masa, en gramos, de una unidad atómica de masa promedio.
9. **Infiere** Si realmente el mol es importante para el trabajo cuantitativo en química, ¿por qué las balanzas de los laboratorios de química miden masa en lugar de moles?

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 12.2

Objetivos

- **Predecir** las cantidades de reactivos y productos en las reacciones químicas.
- **Determinar** el número de moles a partir de las fórmulas de los compuestos.
- **Identificar** las fórmulas de los compuestos mediante el uso de las relaciones de masa.

Revisión de vocabulario

mol: grupo o unidad de medida utilizada para contar números de átomos, moléculas o unidades fórmula de una sustancia

Vocabulario nuevo

fórmula empírica
ley del gas ideal
rendimiento porcentual
rendimiento teórico
volumen molar

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Uso de los moles

Idea PRINCIPAL **Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.**

Vínculo con el mundo real ¿Alguna vez has hecho galletas, empezando desde cero? De ser así, sabes que se deben mezclar los ingredientes en la proporción adecuada para obtener una cantidad de masa. Para duplicar la cantidad de masa necesitas duplicar la cantidad de los ingredientes. Las reacciones químicas son semejantes: cantidades específicas de reactivos forman cantidades específicas de productos.

Uso de la masa molar en los problemas estequiométricos

En el capítulo 11 viste que las ecuaciones químicas balanceadas indican el volumen de los gases necesarios para una reacción o el volumen de los gases que se producen. De igual forma, puedes usar las ecuaciones químicas balanceadas y el número de los moles de cada sustancia para determinar las masas de los reactivos o de los productos. En la **figura 12.8** se resumen los pasos para relacionar la masa de una sustancia en una reacción química con la masa de una segunda sustancia.

Es muy importante observar que no puedes relacionar directamente la masa de una sustancia con la masa de la segunda, sino que siempre tienes que convertir primero una de las masas a moles. Recuerda, del capítulo 6, que en una ecuación balanceada los coeficientes te indican el número de partículas de cada uno de los productos químicos involucrados en la reacción. Por tanto, también te indican el número de moles de cada producto químico en la reacción. Una vez que conozcas el número de moles de cada reactivo y producto, usa los coeficientes de la ecuación para convertir a moles de otros reactivos y productos. El problema de ejemplo de la página siguiente te servirá como práctica para la resolución de este tipo de problemas.

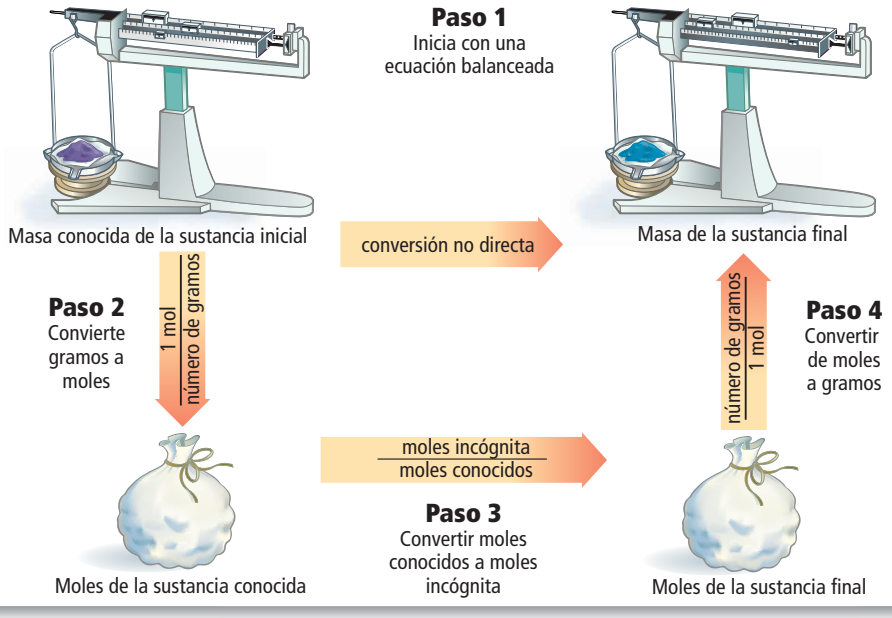


Figura 12.8 Sigue los pasos desde el balanceo de la ecuación hasta el cálculo de la masa que desconozcas. Observa que no hay atajos que te lleven a calcular la masa desconocida de la sustancia final a partir de la masa conocida de la sustancia inicial. El camino implica el uso de moles. Sin embargo, puedes pasar del paso 1 al paso 3 si las cantidades de las sustancias están en moles.

EJEMPLO Problema 12.4

Predicción de la masa de un reactivo El amoniaco gaseoso se sintetiza a partir de nitrógeno gaseoso y de hidrógeno gaseoso, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se requieren para que reaccionen completamente 3.75 g de nitrógeno gaseoso?

Sugerencia para resolver el problema

La ecuación química balanceada es la base de los factores de conversión que relacionan los moles de una sustancia con los moles de otra sustancia.

1 Análisis

Los reactivos y los productos se relacionan en término de moles, no de masa. La cantidad de hidrógeno depende del número de moléculas de nitrógeno presentes en 3.75 g y de la relación molar de hidrógeno gaseoso y nitrógeno gaseoso en la ecuación química balanceada. De modo similar, la cantidad de amoniaco resultante depende de la relación entre las moléculas de amoniaco con las moléculas de nitrógeno.

2 Procedimiento

Calcula el número de moles de moléculas de N_2 usando la masa molar del nitrógeno.

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)$$

Para encontrar la masa de hidrógeno necesaria: La ecuación química balanceada muestra que 3 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de N_2. Multiplica el número de moles N_2 por esta relación.

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{3 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } N_2}\right)$$

Para calcular la masa de hidrógeno, multiplica el número de moles de hidrógeno por la masa de 1 mol de H_2.

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{3 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } N_2}\right)\left(\frac{2.00 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol de } H_2}\right)$$

Para encontrar la masa de amoniaco producido: Usa la relación entre moléculas de amoniaco por moléculas de nitrógeno para encontrar los moles de amoniaco producidos.

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{2 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2}\right)$$

Usa la masa molar del amoniaco, 17.0 g, para encontrar la masa del amoniaco formado.

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{2 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2}\right)\left(\frac{17.0 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3}\right)$$

3 Solución

gramos de H_2:

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{3 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } N_2}\right)\left(\frac{2.00 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol de } H_2}\right) = \frac{3.75 \times 1 \times 3 \times 2.00 \text{ g de } H_2}{28.0} = 0.804 \text{ g de } H_2$$

gramos de NH_3:

$$(3.75 \text{ g de } N_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{28.0 \text{ g de } N_2}\right)\left(\frac{2 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2}\right)\left(\frac{17.0 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3}\right) = \frac{3.75 \times 1 \times 2 \times 17.0 \text{ g de } NH_3}{28.0} = 4.55 \text{ g de } NH_3$$

4 Comprobación

Las unidades se cancelan y quedan gramos, que es la unidad deseada. La masa de hidrógeno en la reacción tiene sentido, debido a que la masa molar del hidrógeno es mucho menor que la masa molar del nitrógeno. La masa del amoniaco formado también tiene sentido debido a que las cantidades de hidrógeno y de nitrógeno que reaccionan se suman para calcular la masa del amoniaco.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 825

10. La combustión del propano, C_3H_8, combustible que se usa en algunas parrillas y estufas de campo, produce dióxido de carbono y vapor de agua.

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

¿Qué masa de dióxido de carbono se forma cuando se queman 95.6 g de propano?

11. El hexafluoruro de xenón sólido se prepara al hacer reaccionar xenón gaseoso y flúor gaseoso.

$$Xe(g) + 3F_2(g) \longrightarrow XeF_6(s)$$

¿Cuántos gramos de flúor se requieren para producir 10.0 g de XeF_6?

12. Usa la reacción del problema de práctica 11, ¿cuántos gramos de xenón se requieren para producir 10.0 g de XeF_6?

Uso del volumen molar en los problemas estequiométricos

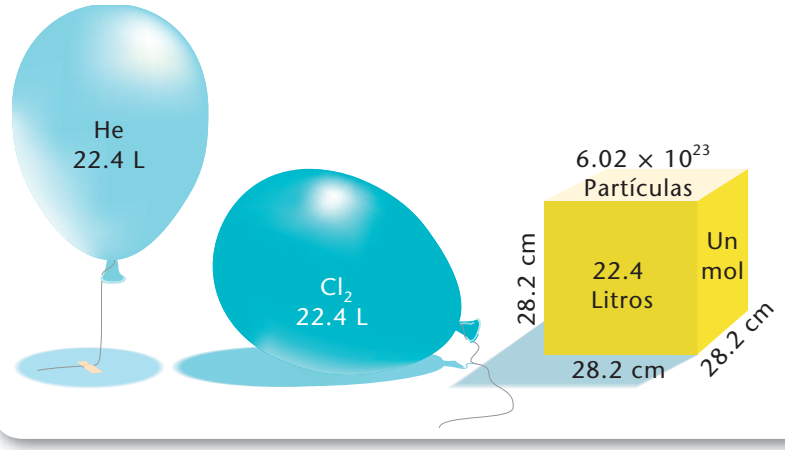
En el capítulo 11 usaste la ley de los volúmenes de combinación. A partir de esta ley, Avogadro infirió que volúmenes iguales de gases contienen igual número de partículas. En términos de moles, el principio de Avogadro establece que volúmenes iguales, a la misma temperatura y presión, contienen igual número de moles de los gases.

El **volumen molar** de un gas es el volumen que ocupa un mol de un gas a una presión de una atmósfera (igual a 101 kPa) y a una temperatura de 0.00°C. En estas condiciones de TPN, el volumen de 1 mol de cualquier gas es 22.4 L, como se muestra en la **figura 12.9**. Por ejemplo, a TPN, un mol de helio y un mol de cloro gaseosos ocupan, cada uno, 22.4 L.

Aun cuando todos los gases ocupan 22.4 L a TPN, sus masas son diferentes. Las partículas de helio son muy ligeras, por lo que un mol de partículas de helio tendrá menos masa que un mol de las partículas que forman el aire. Como resultado, los 22.4 L de helio tienen una densidad menor que 22.4 L de aire; por esta razón, los globos llenos con helio flotan en el aire. Por otra parte, 22.4 L de cloro gaseoso pesa más que 22.4 L de aire, por lo que un globo lleno con cloro caería al suelo como consecuencia de su mayor densidad. Como la masa molar, el volumen molar se usa en cálculos estequiométricos, pero antes de usar el volumen molar, asegúrate siempre de que estás trabajando con el volumen del gas a TPN y no con la masa del gas.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre los factores de conversión, visita glencoe.com.



■ **Figura 12.9** Un mol de cualquier gas a TPN ocupa 22.4 L. ¿Qué tan grande es? Es el volumen de un cubo que tiene 28.2 cm cada arista. Dicho volumen contiene 6.02×10^{23} partículas de gas, pero la masa de 1 mol es diferente para cada tipo de gas.

Explica *¿Por qué un mol de helio flota?*

EJEMPLO Problema 12.5

Uso del volumen molar En una nave espacial, el dióxido de carbono gaseoso exhalado se elimina del aire pasándolo a través de recipientes con hidróxido de litio, pues se produce la siguiente reacción:

$$CO_2(g) + 2LiOH(s) \longrightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(g)$$

¿Cuántos gramos de hidróxido de litio se requieren para eliminar 500.0 L de dióxido de carbono gaseoso a una presión de 101 kPa y 25.0°C?

1 Análisis

En este problema, se usa el volumen molar para encontrar el número de moles.

2 Procedimiento

Se debe convertir el volumen del gas a 25°C en el volumen a TPE.

$$V = (500.0 \text{ L de } CO_2)\left(\frac{273\ \cancel{K}}{298\ \cancel{K}}\right) = 458 \text{ L de } CO_2$$

Ahora, calcula el número de moles de CO_2, como sigue.

$$(458 \text{ L de } CO_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } CO_2}{22.4 \text{ L de } CO_2}\right)$$

La ecuación química muestra que la proporción de moles de LiOH y de CO_2 es 2 a 1. Por tanto, el número de moles de hidróxido de litio está dado por la siguiente expresión.

$$(458 \text{ L de } CO_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } CO_2}{22.4 \text{ L de } CO_2}\right)\left(\frac{2 \text{ mol de LiOH}}{1 \text{ mol de } CO_2}\right)$$

Para convertir el número de moles de LiOH en masa, usa su masa molar, 23.9 g/mol.

$$(458 \text{ L de } CO_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } CO_2}{22.4 \text{ L de } CO_2}\right)\left(\frac{2 \text{ mol de LiOH}}{1 \text{ mol de } CO_2}\right)\left(\frac{23.9 \text{ g de LiOH}}{1 \text{ mol de LiOH}}\right)$$

3 Solución

$$(458 \text{ L de } \cancel{CO_2})\left(\frac{1\ \cancel{\text{mol de } CO_2}}{22.4 \text{ L de } \cancel{CO_2}}\right)\left(\frac{2\ \cancel{\text{mol de LiOH}}}{1\ \cancel{\text{mol de } CO_2}}\right)\left(\frac{23.9 \text{ g de LiOH}}{1\ \cancel{\text{mol de LiOH}}}\right)$$

$$= \frac{4.58 \times 2 \times 23.9 \text{ g de LiOH}}{22.4} = 977 \text{ g de LiOH}$$

4 Comprobación

Una masa de 1 000 g de hidróxido de litio representa, aproximadamente, 40 moles del compuesto. De acuerdo con la ecuación química, sólo se elimina cuando mucho la mitad del CO_2 del aire, es decir, 20 moles. En TPE, 20 moles de cualquier gas ocupan alrededor de 450 L, que se expande aproximadamente a 500 L a 25°C.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con el uso del volumen molar, revisa los problemas adicionales de la página 824.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 825

13. ¿Qué masa de azufre se debe quemar para producir 3.42 L de SO_2 a 273°C y 101 kPa? La reacción es $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$.

14. ¿Qué volumen de hidrógeno gaseoso se puede producir por la reacción de 4.20 g de sodio con un exceso de agua a 50.0°C y 106 kPa? La reacción es $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$.

Química cotidiana

Bolsas de aire

En 1990, en una colina de Virginia, dos automóviles chocaron de frente. Ambos conductores salieron por su propio pie, sólo con heridas leves. Una reacción química, junto con los cinturones de seguridad, salvó sus vidas. Éste fue el primer registro de un choque de frente, entre dos automóviles que tenían bolsas de aire. Las estadísticas muestran que las bolsas de aire reducen en 30 por ciento el riesgo de morir debido a un golpe en la cabeza.

Cómo funcionan las bolsas de aire Las bolsas de aire se inflan en tres etapas, como se muestra en la **figura 1**, y frenan el movimiento del conductor o del pasajero hacia adelante.

1. Cuando un automóvil choca contra un muro a una velocidad de 10 a 15 mph (entre 16 y 24 km/h) dos o tres sensores del frente del automóvil envían una corriente eléctrica que enciende la unidad de control 0.010 s después del impacto.

2. En alrededor de 0.030 s, una reacción química genera un producto gaseoso en la bolsa de aire almacenada, que la infla y empuja la cubierta del volante o del tablero del lado del copiloto.

3. La bolsa se empieza a desinflar después de 0.045 s, debido a que el aire se escapa por los orificios en la base de la bolsa.

4. El conductor o el pasajero se impacta contra la bolsa inflada alrededor de 0.050 s después del choque.

Las reacciones químicas La azida de sodio (NaN_3) es el producto químico que forma nitrógeno gaseoso para inflar la bolsa de aire. Un generador de gas, que se encuentra debajo de la cubierta central del volante o bien unido a un sistema de inflamiento y a una bolsa de aire hecha de nailon y doblada de manera compacta, contiene una cápsula con una mezcla de NaN_3, nitrato de potasio (KNO_3) y dióxido de silicio (SO_2). El sensor envía un impulso eléctrico al generador de gas que enciende la mezcla con la temperatura suficiente para descomponer el NaN_3 en sodio y nitrógeno gaseoso.

El sodio metálico, que es muy reactivo, reacciona de inmediato con el nitrato de potasio (KNO_3) para formar óxido de potasio (K_2O), óxido de sodio (Na_2O) y más N_2 gaseoso. Los óxidos de los metales (K_2O y Na_2O) reaccionan con el dióxido de silicio, para formar silicatos, que son menos peligrosos y más estables.

Figura 1 Bolsas de aire inflándose.

Confiabilidad Desde 1998 es requisito que todos los vehículos de pasajeros cuenten con bolsas de aire frontales. Sin embargo, aunque la cantidad de vehículos con bolsas de aire ha ido en aumento, no se ha registrado un incremento de defectos en las bolsas de aire. ¿Por qué son tan exitosas? No son partes movibles, que se gasten, sus componentes están sellados herméticamente y los conectores eléctricos de oro-plata se corroen lentamente.

Relaciones entre gas y volumen La típica bolsa de aire del lado del conductor requiere 0.0650 m^3 de nitrógeno para inflarse, ni más ni menos. La bolsa de aire del copiloto requiere 0.1340 m^3. La pastilla debe contener la cantidad exacta de azida de sodio necesaria para producir la cantidad adecuada de nitrógeno. Como sucede en todas las aplicaciones de la expansión de los gases, la presión y la temperatura afectan la cantidad de azida de sodio que se necesita.

El nitrógeno se comporta como un gas ideal. Por tanto, se puede usar la ley del gas ideal para calcular la cantidad de nitrógeno necesario para llenar la bolsa de aire a una presión específica. Una vez que se ha calculado la cantidad de nitrógeno, se mide cuidadosamente la cantidad exacta de azida de sodio.

Explorando más

1. **Aplicaciones** Si se necesitan 130 g de azida de sodio para la bolsa de aire del lado del conductor, ¿cuánto se necesitará para la bolsa del lado del copiloto? Explica tu respuesta.
2. **Infiere** ¿Qué efecto tiene el calentamiento producido por la reacción de la azida de sodio sobre la presión y el volumen del nitrógeno gaseoso que se forma?

MiniLab 12.2

Determina la cantidad de reactivos

¿Cuánto polvo de hornear y vinagre se necesitan poner a reaccionar para llenar una bolsa con dióxido de carbono? Con frecuencia, los químicos y los ingenieros químicos necesitan determinar las cantidades de reactivos y productos que reaccionen con eficiencia, así como el costo real. Usa el volumen molar para conocer la cantidad de polvo para hornear que se requiere para reaccionar con vinagre y formar exactamente la cantidad de dióxido de carbono que llene una bolsa de plástico de un litro, con cierre de seguridad.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad.
2. Escribe la ecuación balanceada para la reacción del polvo para hornear (hidrógeno carbonato de sodio) y el vinagre (ácido acético), que produce acetato de sodio, agua y dióxido de carbono.
3. Encuentra el volumen de **un cuarto** en una **bolsa de plástico**, con cierre de seguridad, llénala con **agua** y luego vierte el agua en una **probeta graduada** o en una **taza con medidas**.
4. Calcula la masa de hidrógeno carbonato de sodio que llenará la bolsa con CO_2 cuando el compuesto reaccione con ácido acético en exceso.
5. Pesa la cantidad de **hidrógeno carbonato de sodio** que calculaste y colócalo en una esquina, al fondo de la bolsa. Usa un **alambre recubierto de plástico** para sellar la esquina.
6. Coloca aproximadamente 60 mL de **ácido acético *1M*** en la otra esquina del fondo de la bolsa. Cuida que no se mezclen los reactivos. Saca el aire de la bolsa y séllala con su cierre.
7. Coloca la bolsa en un **bote para basura** grande, o detrás de algo que sirva como **escudo**.
8. Quita la atadura del alambre, mezcla con rapidez los reactivos y deja que se lleve a cabo la reacción.

Análisis

1. **Explica** los cálculos que usaste para determinar la masa de hidrógeno carbonato de sodio que se necesitó.
2. **Calcula** ¿Qué masa de hidrógeno carbonato de sodio se necesitaría para reaccionar con ácido acético en exceso para producir 20 000 L de dióxido de carbono gaseoso a TPE, para una planta de tratamiento de aguas?
3. **Analiza** ¿Qué sucedería en el paso 8 si la cantidad de ácido acético fuera insuficiente para reaccionar con todo el polvo para hornear?
4. **Infiere** Imagina que la presión del gas en la bolsa es de 101.5 kPa. ¿Este valor de presión es consistente con la ley del gas ideal? Asume T = 20°C y P = 101 kPa.

■ **Figura 12.10** La presión en el neumático aumenta a medida que se incrementa la cantidad de aire presente.

Ley del gas ideal

En el capítulo 11 resolviste problemas en los que cambiaba la temperatura, la presión y el volumen de los gases. Todos esos problemas tomaban en cuenta que el número de partículas del gas permanece constante. Pero, ¿qué sucede si cambia el número de partículas del gas? Por ejemplo, al ponerle aire a un neumático, como se muestra en la **figura 12.10**, cambia el número de partículas de gas dentro del neumático. La **ley del gas ideal** describe el comportamiento de un gas ideal en términos de la presión P, el volumen V, la temperatura T y el número de partículas n de un gas.

$$PV = nRT$$

En esta ecuación, R representa una constante especial llamada constante del gas ideal. El valor de R se puede determinar usando la definición de volumen molar. En TPE, 1 mol de un gas ocupa 22.4 L. Por tanto, cuando P = 101.3 kPa, V = 22.4 L, n = 1 mol y T = 273.15 K, la ecuación del gas ideal se puede presentar como sigue:

$$101.3\ \text{kPa} \times 22.4\ \text{L} = 1\ \text{mol} \times R \times 273.15\ \text{K}$$

Ahora podemos resolver R:

$$R = \frac{(101.3\ \text{kPa})\,(22.4\ \text{L})}{(1\ \text{mol})\,(273.15\ \text{K})} = \frac{8.31\ \text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Si el número de partículas de gas no cambia, continúa usando la ley de los gases como se describe en el capítulo 11. Sin embargo, si cambia el número de partículas de gas, como ocurre en la **figura 12.10** y en las reacciones químicas que forman gases, entonces usa la ley del gas ideal. También puedes usar la ley del gas ideal para calcular los moles en una muestra de un gas, como en el siguiente problema.

EJEMPLO Problema 12.6

Uso de la ley del gas ideal ¿Cuántos moles contiene una muestra de 2.44 L de un gas a 25.0°C y 202 kPa?

1 Análisis

Resuelve la ley del gas ideal para *n*, el número de moles.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

2 Procedimiento

$$n = \frac{202\ \text{kPa} \times 2.44\ \text{L}}{\left(\frac{8.31\ \text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right) \times 298\ \text{K}}$$

3 Solución

$$n = \frac{202\ \text{kPa} \times 2.44\ \text{L}}{\left(\frac{8.31\ \text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right) \times 298\ \text{K}} = 0.199\ \text{mol}$$

4 Comprobación

Primero calcula el volumen que ocuparían 2.44 L de un gas en TPN.

$$V = (2.44\ \text{L})\left(\frac{273\ \cancel{\text{K}}}{298\ \cancel{\text{K}}}\right)\left(\frac{202\ \cancel{\text{kPa}}}{101\ \cancel{\text{kPa}}}\right) = 4.47\ \text{L}$$

Después, encuentra el número de moles en este volumen.

$$(4.47\ \cancel{\text{L}})\left(\frac{1\ \text{mol}}{22.4\ \cancel{\text{L}}}\right) = 0.200\ \text{mol}$$

Al resolver el problema usando el volumen molar, se confirma la solución que se obtiene con la ley del gas ideal. (Las dos soluciones difieren sólo en el redondeo.)

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 863

15. ¿Cuántos moles de helio contiene un tanque de 5.00 L a 101 kPa y 30.0°C?

16. ¿Cuál es el volumen de 0.020 mol de Ne a 0.505 kPa y 27.0°C?

17. ¿Cuánto zinc debe reaccionar para formar 15.5 L de hidrógeno, $H_2(g)$, a 32.0°C y 115 kPa?

$$Zn(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$$

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con el uso de la ley del gas ideal, revisa los problemas adicionales de la página 825.

Rendimiento teórico y rendimiento real

La cantidad de producto de una reacción química que predice la estequiometría se llama **rendimiento teórico**. Como se mostró antes, si 3.75 g de nitrógeno reaccionan completamente, se producirá una cantidad teórica de 4.55 g de amoniaco. Por lo general, el rendimiento real de una reacción química es menor que el que se predice. El conjunto de técnicas y aparatos que se usan, el tiempo, así como la capacidad del químico, pueden afectar el rendimiento real.

Cuando el rendimiento real es menor que el rendimiento teórico, expresas la eficiencia de la reacción como porcentaje de rendimiento. El **porcentaje del rendimiento** de una reacción es la relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, expresado como un porcentaje. Para la reacción nitrógeno-hidrógeno, supón que el rendimiento real fue de 3.86 g de amoniaco. Entonces, el porcentaje del rendimiento se puede calcular usando la siguiente ecuación.

$$\text{porcentaje de rendimiento} = \left(\frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}}\right) \times 100$$

$$\left(\frac{3.86 \cancel{\text{ g de NH}_3}}{4.55 \cancel{\text{ g de NH}_3}}\right) \times 100 = 84.8\%$$

Esto significa que se obtuvo de la reacción 84.8% de la cantidad posible de amoniaco. El cálculo del porcentaje de rendimiento es semejante al cálculo del promedio de bateo de un jugador de beisbol, como se muestra en la **figura 12.11**.

Un fabricante está interesado en producir compuestos químicos con la mayor eficiencia y a menor costo. Los rendimientos altos permiten la fabricación comercial de sustancias. Por ejemplo, en los experimentos con humanos, el taxol, un compuesto complejo de origen natural, es un fuerte agente contra el cáncer. Durante 10 años, los químicos trataron de sintetizar este compuesto en el laboratorio. En 1994, dos grupos académicos de investigación, en forma independiente, tuvieron éxito. Sin embargo, el proceso es muy complicado y requiere mucho tiempo, y el rendimiento llega a alrededor de 1 por ciento.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre encontrar un promedio, visita glencoe.com.

Figura 12.11 Puedes calcular el promedio de bateo de un jugador al dividir el número de golpes a la pelota entre el número de intentos. Por ejemplo, un jugador que logró 352 golpes en el transcurso de 1 000 intentos, tiene un promedio de bateo de 0.352.

$$\frac{\text{golpes}}{\text{intentos}} = \frac{352}{1\,000} = 0.352$$

Así como el promedio de bateo mide la eficiencia del jugador, el porcentaje de rendimiento mide la eficiencia de la reacción.

Determinación del porcentaje en masa

Como sabes, la fórmula química de un compuesto te indica los elementos que lo forman. Por ejemplo, la fórmula del geraniol (el componente principal que le confiere el olor a las rosas) es $C_{10}H_{18}O$. La fórmula muestra que el geraniol está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Como todos estos elementos son no metales, el geraniol probablemente sea covalente y esté formado por moléculas.

Además, la fórmula $C_{10}H_{18}O$ te indica que cada molécula de geraniol contiene 10 átomos de carbono, 18 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. En términos de números de átomos, el hidrógeno es el elemento principal del geraniol. ¿Cómo puedes saber si es el elemento principal en masa? Puedes contestar esta pregunta determinando el porcentaje en masa de cada elemento del geraniol.

Imagina que tienes un mol de geraniol. Su masa molar es 154 g/mol. ¿Con cuántos gramos contribuyen los átomos de carbono a esta masa? La fórmula muestra que una molécula de geraniol tiene 10 átomos de carbono. Por tanto, 1 mol de geraniol contiene 10 moles de carbono. Multiplica la masa de 1 mol de carbono por 10 para obtener la masa de carbono en 1 mol de geraniol.

$$(10 \cancel{\text{mol}})\left(\frac{12.0 \text{ g C}}{\cancel{\text{mol}}}\right) = 120 \text{ g C}$$

Ahora, usa esta masa de carbono para encontrar el porcentaje en masa del carbono en el geraniol.

$$\text{Porcentaje en masa de C} = \frac{12.0 \text{ g C}}{154 \text{ g } C_{10}H_{18}O} \times 100 = 77.9\%$$

Los porcentajes en masa de los otros elementos se calculan a continuación, de una forma semejante:

Masa de hidrógeno en 1 mol geraniol:

$$(18 \cancel{\text{mol}}) \times \left(\frac{1.0 \text{ g H}}{\cancel{\text{mol}}}\right) = 18.0 \text{ g H}$$

$$\text{Porcentaje en masa de H} = \frac{\text{masa de H}}{\text{masa de geraniol}} \times 100$$

$$= \frac{18.0 \text{ g H}}{154 \text{ g } C_{10}H_{18}O} \times 100 = 11.7\% \text{ H}$$

Masa de oxígeno en 1 mol geraniol:

$$(10 \cancel{\text{mol}})\left(\frac{16.0 \text{ g O}}{\cancel{\text{mol}}}\right) = 6.0 \text{ g O}$$

$$\text{Porcentaje en masa de O} = \frac{\text{masa de O}}{\text{masa de geraniol}} \times 100$$

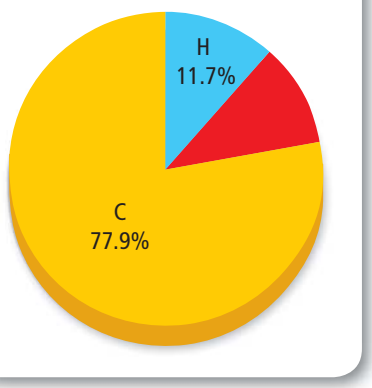
$$= \frac{16.0 \text{ g O}}{154 \text{ g } C_{10}H_{18}O}$$

Los pasos anteriores te permitirán determinar la composición, en términos de porcentaje en masa, de cualquier compuesto cuya fórmula conozcas. En la **figura 12.12** se presenta la composición del geraniol en una gráfica de pastel.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre porcentajes, visita glencoe.com.

Figura 12.12 La gráfica de pastel muestra la composición del geraniol en términos de porcentaje en masa de los elementos.



QUIMILAB

ANÁLISIS DE UNA MEZCLA

Contexto

Con frecuencia, los químicos analizan mezclas para conocer su composición. Entre sus procedimientos se pueden mencionar la cromatografía de gases, espectrometría de masas o espectroscopia infrarroja. En este QuimiLab usarás una reacción de doble desplazamiento entre el cloruro de estroncio y el sulfato de sodio para analizar una mezcla de sulfato de sodio y cloruro de sodio.

Pregunta

¿Cuál es el porcentaje en masa de sulfato de sodio en una mezcla de sulfato de sodio y cloruro de sodio?

Objetivos

- **Observar** la reacción de doble desplazamiento entre el cloruro de estroncio y el sulfato de sodio.
- **Cuantificar** la cantidad de sulfato de estroncio que se produce.
- **Comparar** la masa de sulfato de estroncio con la masa de sulfato de sodio que reaccionó.

Preparación

Materiales

embudo
frasco lavador con agua destilada
papel filtro
2 vasos de precipitados de 250 mL
probeta graduada de 50 mL
mezcla de sulfato de sodio y cloruro de sodio
solución de cloruro de estroncio 0.500*M*
varilla de vidrio para agitar
soporte universal
anillo de hierro
espátula
vidrio de reloj o papel para pesar
balanza

Medidas de seguridad

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad.
2. Pesa el vidrio de reloj o papel para pesar y anota su masa en tu tabla de datos, en el lugar adecuado.
3. Transfiere una muestra de 0.500 a 0.600 g de la mezcla de sulfato de sodio y cloruro de sodio al vidrio de reloj o al papel y pésalo. Anota la masa total de la muestra y el recipiente en tu tabla de datos.
4. Transfiere toda la mezcla a un vaso de precipitados de 250 mL, agrega aproximadamente 50 mL de agua destilada y agita suavemente hasta que la muestra esté completamente disuelta.
5. Usa una probeta graduada para medir 15 mL de solución de cloruro de estroncio 0.500*M*, luego viértela en la solución del vaso de precipitados. Agita suavemente durante 30 s hasta que precipite todo el sulfato de estroncio.
6. Dobla un trozo de papel filtro a la mitad y quítale una de las esquinas. Dobla el papel nuevamente a la mitad. Pesa el papel y anota su masa en el lugar del recuadro de la tabla de datos.
7. Coloca un soporte para embudo o un anillo de hierro en un soporte universal, coloca el embudo en su soporte o en el anillo, acomoda el papel doblado dentro del embudo y humedece el papel con una pequeña cantidad de agua destilada del frasco lavador. Coloca un vaso de precipitados de 250 mL, vacío, debajo del embudo para recibir el filtrado.

8. Vierte con cuidado la mezcla, incluyendo todo el precipitado, del vaso de precipitados al papel filtro, usa una varilla de agitación y un frasco lavador, como lo muestre tu profesor.
9. Enjuaga el precipitado agregándole aproximadamente 10 mL de agua destilada en el papel filtro.
10. Cuando deje de gotear líquido del embudo, quítale con cuidado el papel filtro y el residuo. Desdobla el papel filtro y colócalo en una toalla de papel para que se seque, déjalo durante toda la noche. Pon tu nombre en la toalla de papel.
11. Desecha el filtrado según las instrucciones de tu profesor.
12. Al día siguiente, pesa el papel filtro seco con el residuo y anota su masa en tu tabla de datos.

Datos y observaciones

Tabla de datos	
Masa de la muestra + vidrio	
Masa del vidrio	
Masa de la muestra	
Masa de $SrSO_4$ + papel filtro	
Masa del papel filtro	
Masa de $SrSO_4$	

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** ¿Cuál es la ecuación balanceada para la reacción entre el sulfato de sodio y el cloruro de estroncio en disolución acuosa?
2. **Infiere** Después de la reacción, ¿el cloruro de sodio producido y el cloruro de sodio que no reaccionó de la muestra original se encuentran en el precipitado o en el filtrado?
3. **Interpreta los datos** ¿Qué masa de sulfato de estroncio se produjo en la reacción? Resta la masa del papel filtro a la masa del sulfato de estroncio con el papel filtro.
4. **Interpreta los datos** ¿Cuál es el porcentaje en masa de sulfato de sodio en la muestra original?

Aplicación y evaluación

1. **Deduce** ¿Podrías precipitar el sulfato, a partir del sulfato de sodio de la muestra agregando un exceso de una solución de cloruro de aluminio? Explica tu respuesta.
2. **Análisis de error** Si el precipitado de sulfato de estroncio no está completamente seco cuando lo pesas, ¿cómo podría afectar al valor del porcentaje en masa de sulfato de sodio en la muestra?

CONTINÚA INDAGANDO

¿Qué prueba puedes realizar en el precipitado para asegurarte de que contiene estroncio?

Mejoramiento del porcentaje de rendimiento en una síntesis química

La industria química de más importancia en el mundo probablemente sea la del ácido sulfúrico. La producción mundial de ácido sulfúrico es alrededor de 170 millones de toneladas anuales, en Estados Unidos su producción supera los 40 millones de toneladas al año. La fuerza de la economía de ese país se puede medir por la cantidad de ácido sulfúrico que se produce anualmente, debido a que muchos empleos están relacionados con su producción y sus múltiples usos. Durante muchos años, el proceso de producción de ácido sulfúrico ha ido mejorando para proporcionar cada vez mayor rendimiento económico.

Usos del ácido sulfúrico

Sesenta por ciento de todo el ácido sulfúrico que se fabrica en el mundo se usa para elaborar fertilizantes. También para fabricar detergentes, películas fotográficas, fibras sintéticas, pigmentos, pinturas, fármacos y otros ácidos. Es el electrolito en algunas baterías, que actúa como catalizador y como agente deshidratante y es importante para refinar petróleo y metales, también se usa en síntesis químicas para manufacturar otros compuestos químicos.

Proceso de la cámara de plomo: un proceso de bajo rendimiento

El primer método industrial para obtener ácido sulfúrico fue el proceso de la cámara de plomo. Este proceso no se usa habitualmente porque se logra poca pureza (62-72 por ciento de ácido sulfúrico) y su porcentaje de rendimiento es sólo entre 60 y 80 por ciento. Sin embargo, es mucho más barato que el proceso de contacto, que es el más reciente y el más productivo. Por esta razón, el proceso de la cámara de plomo se usa para fabricar ácido sulfúrico cuyas aplicaciones no exigen alta pureza, como la producción de fertilizantes. Para productos farmacéuticos y pigmentos se necesita ácido sulfúrico de una gran pureza: 95 por ciento.

El proceso de contacto: el proceso de alto rendimiento

El proceso de contacto es el método comercial más utilizado. Es más caro que el de la cámara de plomo, pero es más sencillo y produce ácido sulfúrico de alta pureza, con un alto porcentaje de rendimiento, de alrededor de 98 por ciento. Además, no se forman subproductos que contaminen la atmósfera. Este proceso consta de cuatro pasos.

Maximización del porcentaje de rendimiento

Mediante el proceso de contacto se lograron aumentar los rendimientos de la reacción en varias formas, ya sea seleccionando la temperatura óptima, usando un catalizador eficiente, removiendo un producto de una reacción que no se completó o regulando la velocidad de reacción del SO_3 con agua. Al mantener las presiones de operación en los valores correctos también se aumenta el rendimiento. Observa la **figura 1** según leas los pasos del proceso de contacto que se presentan a continuación.

Paso 1

El azufre se quema en el aire para producir dióxido de azufre, un compuesto estable. Esta reacción se lleva a cabo rápida y fácilmente.

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Las impurezas que se producen en la combustión se eliminan del dióxido de azufre, por lo que no reaccionan con el catalizador ni impiden que se use en el siguiente paso.

Paso 2

Debido a que el dióxido de azufre reacciona lentamente con el exceso de oxígeno, se usa un catalizador de pentóxido de vanadio (V_2O_5) o platino finamente dividido, a una temperatura de 400°C. La reacción produce trióxido de azufre.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{catalizador}} 2SO_3(g)$$

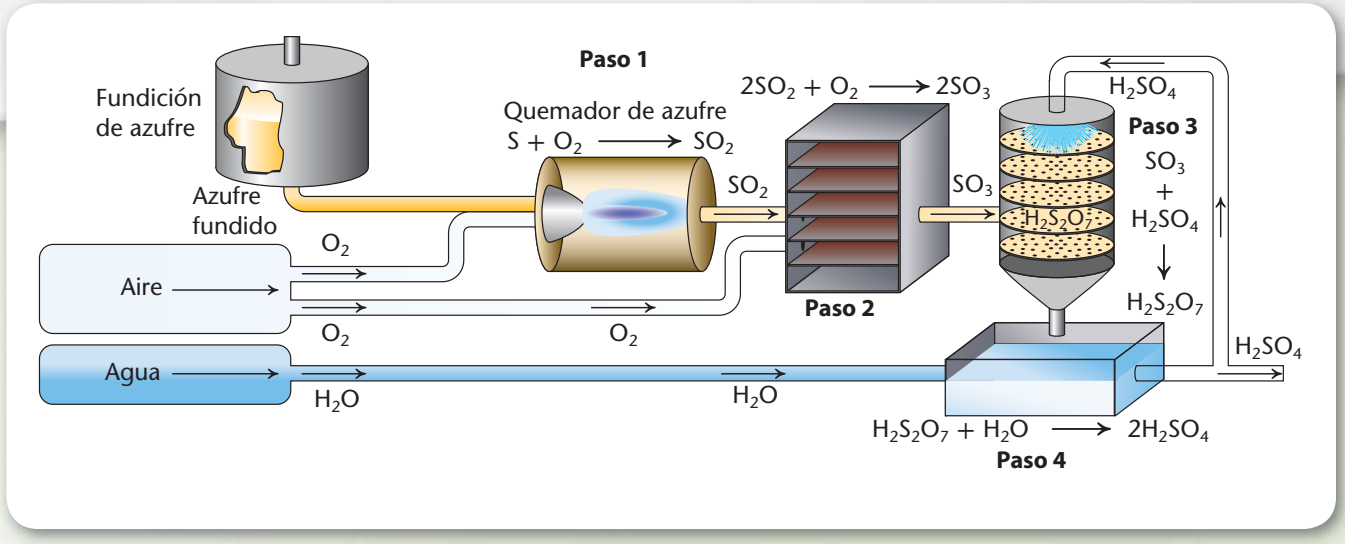


Figura 1 Proceso de contacto para la fabricación de ácido sulfúrico.

El trióxido de azufre se elimina rápidamente de la cámara de contacto porque tiende a formar nuevamente dióxido de azufre y oxígeno. Al eliminar el trióxido de azufre se promueve la producción de más trióxido de azufre.

Paso 3

Como el trióxido de azufre reacciona violentamente con el agua, se burbujea en ácido sulfúrico concentrado, a 98 por ciento, y forma ácido pirosulfúrico, $H_2S_2O_7$.

$$SO_3(g) + H_2SO_4(l) \longrightarrow H_2S_2O_7(l)$$

Paso 4

Cuando se adiciona agua al ácido pirosulfúrico se forma ácido sulfúrico concentrado a 98 por ciento y de alta calidad.

$$H_2S_2O_7(l) + H_2O(l) \longrightarrow 2H_2SO_4(l)$$

Uso de métodos científicos para lograr los mejores rendimientos

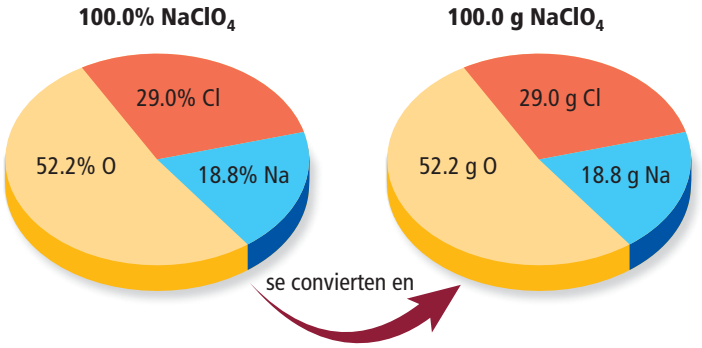
Para lograr mayores rendimientos, que se acerquen a los valores teóricos, los químicos ajustan las temperaturas, presiones u otras condiciones de sus procesos industriales. Tratan de emplear los mejores catalizadores o nuevas formas para evitar reacciones colaterales indeseables. Los subproductos no deseados son motivo de preocupación seria para los químicos. Como pueden provocar daños ambientales o ser muy caro eliminarlos, los subproductos pueden elevar el costo de la producción.

Química verde

El proceso de contacto es accesible porque los reactivos son abundantes y no son caros y porque no produce subproductos no deseados, que puede resultar caro almacenarlos o eliminarlos e incluso pueden contaminar el ambiente. Ecológicamente, la fabricación química se llama química verde o tecnología verde.

Análisis de la tecnología

1. **Hipótesis** Se puede reemplazar la combustión del azufre en el paso 1 por el quemado de pirita de hierro, FeS_2, para producir dióxido de azufre. Escribe una ecuación para mostrar cómo piensas que es la reacción con la pirita.
2. **Adquiere información** Investiga cómo se usa el ácido sulfúrico para la fabricación del ácido clorhídrico y escribe la o las ecuaciones de las reacciones.



■ **Figura 12.13** Recuerda esta figura cuando resuelvas problemas en los que uses el porcentaje de composición. Siempre puedes suponer que tienes 100 g de muestra de un compuesto. En una muestra de 100 g, los porcentajes de los elementos se convierten en la masa de los elementos presentes en la muestra.

Determinación de fórmulas químicas

Imagina que analizaste un compuesto desconocido y encontraste que tenía, en masa, 18.8 por ciento de sodio, 29.0 por ciento de cloro y 52.2 por ciento de oxígeno. Como este compuesto contiene elementos metálicos y no metálicos, puede ser un compuesto iónico. Para determinar su fórmula química, encuentra los números relativos de átomos de sodio, cloro y oxígeno en la unidad fórmula del compuesto.

Supón que tienes 100.0 g del compuesto desconocido como se muestra en la **figura 12.13**. Como sabes que la muestra tiene 18.8 g de sodio, 29.0 g de cloro y 52.2 g de oxígeno, usa la masa molar para encontrar el número de moles de cada elemento.

$$(18.8\ \text{g}\ \cancel{\text{de Na}}) \left(\frac{1\ \text{mol de Na}}{23.0\ \text{g}\ \cancel{\text{de Na}}} \right) = 0.817\ \text{mol de Na}$$

$$(29.0\ \text{g}\ \cancel{\text{de Cl}}) \left(\frac{1\ \text{mol de Cl}}{35.5\ \text{g}\ \cancel{\text{de Cl}}} \right) = 0.817\ \text{mol de Cl}$$

$$(52.2\ \text{g}\ \cancel{\text{de O}}) \left(\frac{1\ \text{mol de O}}{16.0\ \text{g}\ \cancel{\text{de O}}} \right) = 3.26\ \text{mol de Na}$$

Sabes que los átomos se combinan en proporciones de números enteros pequeños para formar compuestos. Para encontrar las proporciones de números enteros, divide los números de moles entre el más pequeño.

$$\frac{0.817\ \text{mol de Na}}{0.817} = 1.00\ \text{mol de Na}$$

$$\frac{0.817\ \text{mol de Cl}}{0.817} = 1.00\ \text{mol de Cl}$$

$$\frac{3.26\ \text{mol de O}}{0.817} = 3.99\ \text{mol de O}$$

Estos valores son números enteros o muy cercanos a ellos. Por tanto, la relación molar de este compuesto es 1 mol de Na : 1 mol de Cl : 4 moles de O. De forma similar, la relación de los átomos en este compuesto es 1 Na : 1 Cl : 4 O.

La fórmula de un compuesto que tiene la menor proporción de átomos en números enteros en el compuesto se denomina **fórmula empírica**. La fórmula empírica del compuesto desconocido es $NaClO_4$.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Empírico
proviene del griego *empeirikos*, que significa *trabajar a partir de la experiencia.*

De la fórmula empírica a la fórmula química ¿Cuál es la fórmula química de este compuesto? Ya aprendiste que la fórmula de un compuesto iónico representa la relación más simple posible de los iones presentes, y se llama unidad fórmula. Las fórmulas químicas de la mayoría de los compuestos iónicos son las mismas que sus fórmulas empíricas. Como el compuesto desconocido es iónico, la fórmula química para una unidad fórmula del compuesto es la misma que su fórmula empírica, $NaClO_4$. El compuesto se llama perclorato de sodio.

La fórmula química difiere de la fórmula empírica Como otro ejemplo, imagina que el porcentaje en masa de un compuesto es 40.0 por ciento de carbono, 6.70 por ciento de hidrógeno y 53.3 por ciento de oxígeno. Como todos sus elementos son no metales, el compuesto debe ser covalente. Imagina que tienes 100.0 g del compuesto. Por tanto, tienes 40.0 g de carbono, 6.70 g de hidrógeno y 53.3 g de oxígeno. Usa la masa molar de estos elementos para encontrar el número de moles de cada uno.

$$(40.0 \text{ g de C}) \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ g de C}} \right) = 3.33 \text{ mol de C}$$

$$(6.7 \text{ g de H}) \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.00 \text{ g de H}} \right) = 6.70 \text{ mol de H}$$

$$(53.3 \text{ g de O}) \left(\frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ g de O}} \right) = 3.33 \text{ mol de O}$$

Ahora, divide todos los números de moles entre el más pequeño.

$$\frac{3.33 \text{ mol de C}}{3.33} = 1.00 \text{ mol de C}$$

$$\frac{6.70 \text{ mol de H}}{3.33} = 2.01 \text{ mol de H}$$

$$\frac{3.33 \text{ mol de O}}{3.33} = 1.00 \text{ mol de O}$$

Como la relación de moles es la misma que la relación de átomos, la fórmula empírica de este compuesto es CH_2O. Pero, la fórmula empírica no siempre es la fórmula química. Muchos compuestos covalentes tienen la misma fórmula empírica, como se muestra en la **figura 12.14**, porque los átomos pueden compartir electrones en formas diferentes.

Figura 12.14 En cada uno de estos compuestos, la relación de átomos es 1 C : 2 H : 1 O. Como una molécula de cada compuesto tiene diferente número de cada átomo, es un compuesto diferente con su propia fórmula molecular y propiedades.

Describe ***una diferencia en las propiedades físicas del ácido acético y la ribosa.***

■ **Figura 12.15** Durante la actividad extenuante se produce ácido láctico en las células musculares. El dolor muscular uno o dos días después de la actividad, es un signo de la formación de ácido láctico.

Para saber qué múltiplo de la fórmula empírica es la fórmula molecular correcta, necesitas conocer la masa molar del compuesto. Supón que un análisis independiente muestra que la masa molar del compuesto es 90.0 g/mol. Por tanto, la masa molecular del compuesto es 90.0 u. La masa molecular de una molécula de CH_2O es 30.0 u. Al dividir la masa molecular del compuesto entre 30.0 u encontrarás el múltiplo.

$$\frac{90.0\text{ u}}{30.0\text{ u}} = 3$$

La fórmula molecular del compuesto contiene tres unidades de la fórmula empírica. La fórmula molecular es $C_3H_6O_3$. El compuesto es el ácido láctico, la sustancia de sabor agrio de la leche echada a perder. Los músculos en actividad también producen ácido láctico, que es el causante del dolor después de una actividad intensa. Una sensación inmediata de calor y un dolor muscular unos días después indican que se produjo ácido láctico en los músculos durante el ejercicio. En la **figura 12.15** se muestra la actividad extenuante que puede causar fatiga y dolor muscular.

Conexión de ideas

En este capítulo aprendiste a resolver varios tipos de problemas estequiométricos. Para cada uno usaste el concepto de mol porque, cuando las sustancias reaccionan, sus partículas interactúan. El número de partículas en este nivel submicroscópico controla lo que sucede macroscópicamente. En el capítulo siguiente usarás el concepto de mol y la naturaleza de partícula de la materia para estudiar las mezclas de las sustancias, llamadas soluciones.

Sección 12.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Una ecuación química balanceada proporciona la relación de los moles de las sustancias de la reacción.
- La ley del gas ideal se representa con la ecuación $PV = nRT$.
- El porcentaje de rendimiento mide la eficiencia de una reacción química.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

- La composición porcentual se puede determinar a partir de la fórmula química de un compuesto; la fórmula empírica de un compuesto se puede determinar a partir de su composición porcentual.
- La fórmula química de un compuesto se puede determinar si se conoce la masa molar y la fórmula empírica.

18. Idea PRINCIPAL **Enlista** El octano, C_8H_{18}, es uno de los muchos componentes de la gasolina. Escribe la ecuación química balanceada de la combustión del octano para obtener dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. Identifica todas las relaciones molares que puedas entre las sustancias de la combustión.

19. Calcula Si se queman 25.0 g de octano, como en el problema 18, ¿cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se producirán?

20. Evalúa Un fabricante anuncia una nueva reacción de síntesis de metano con un porcentaje de rendimiento de 110 por ciento. Comenta este anuncio.

21. Deduce La reacción del óxido de hierro(III) y aluminio se llama reacción térmica por su calor intenso. El hierro que se producía anteriormente se fundía, por lo que se usaba para soldar las vías del ferrocarril en áreas alejadas. Su ecuación química balanceada se muestra a continuación.

$$Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe(l)$$

Si se usan 20.0 g de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante?

22. Determina El índigo, colorante usado para el color azul de los pantalones de mezclilla, se prepara usando amida de sodio. La amida de sodio contiene el siguiente porcentaje en masa de los elementos: hidrógeno, 5.17 por ciento; nitrógeno, 35.9 por ciento y sodio, 58.9 por ciento. Encuentra la fórmula empírica de la amida de sodio.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 12

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea El mol representa un gran número de partículas muy pequeñas.

Sección 12.1 Conteo de partículas de materia

Idea PRINCIPAL Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin embargo, los moles de diferentes sustancias tienen diferente masa.

Vocabulario

- estequiometría (p. 404)
- masa fórmula (p. 408)
- masa molar (p. 407)
- masa molecular (p. 408)
- mol (p. 405)
- número de Avogadro (p. 405)

Conceptos clave

- La estequiometría relaciona, entre sí, las cantidades de reactivos de productos en una reacción química.
- El mol es la unidad que se usa para contar partículas de materia. Un mol de una sustancia pura contiene el número de Avogadro de partículas, 6.02×10^{23}.
- La masa molar se puede usar para convertir la masa en moles y los moles en masa.

Sección 12.2 Uso de moles

Idea PRINCIPAL Las ecuaciones químicas balanceadas relacionan moles de reactivos con moles de productos.

Vocabulario

- fórmula empírica (p. 426)
- ley del gas ideal (p. 418)
- porcentaje de rendimiento (p. 420)
- rendimiento teórico (p. 420)
- volumen molar (p. 415)

Conceptos clave

- Una ecuación química balanceada proporciona la relación de los moles de las sustancias de la reacción.
- La ley del gas ideal se representa con la ecuación $PV = nRT$.
- El porcentaje del rendimiento mide la eficiencia de una reacción química.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \left(\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}}\right) \times 100$$

- La composición porcentual se puede determinar a partir de la fórmula química de un compuesto; la fórmula empírica de un compuesto se puede determinar a partir de su composición porcentual.
- La fórmula química de un compuesto se puede determinar si se conoce la masa molar y la fórmula empírica.

Capítulo 12 Evaluación

Comprensión de conceptos

23. Un fabricante debe entregar 20 000 unidades de juntas, cada una de las cuales está formada por un perno, dos arandelas y tres tuercas. ¿Qué cantidad de cada parte se necesita?

24. Tu tío te lleva un barril con monedas que valen, cada una, 5 centavos. Tú determinas que todas estas monedas pesan 1 345 libras y que 50 de estas monedas pesan 232 g. ¿Cuántos pesos (1 peso = 100 centavos) vale el barril lleno de monedas de 5 centavos?

25. Determina la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos.
- **a)** bromuro.
- **b)** argón.
- **c)** nitrato de plomo(II).
- **d)** dinitrógeno de tetróxido.

26. Explica cómo usarías el peso para contar 40 000 arandelas.

27. ¿Cuál tiene mayor masa?
- **a)** tres átomos de magnesio.
- **b)** una molécula de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- **c)** diez átomos de helio.

28. ¿Cuál tiene mayor masa?
- **a)** 3 mol de magnesio.
- **b)** 1 mol de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- **c)** 10 mol de helio.

29. Una reacción requiere 0.498 mol de Cu_2SO_4. ¿Cuántos gramos debes pesar para obtener este número de unidades fórmula?

30. ¿Cuál es la masa molecular de UF_6? ¿Cuál es la masa molar de UF_6?

Tabla 12.1 Masa molar de algunos compuestos

Compuesto	Masa molar
C_6H_5Br	?
$K_2Cr_2O_7$	?
$(NH_4)_3PO_4$	?
$Fe(NO_3)_3$	?

31. Determina las masas molares que faltan en la **tabla 12.1.**

32. ¿Qué masa de cobre contiene el mismo número de átomos que 68.7 g de hierro?

33. Explica por qué, en el problema 32, la masa del cobre no es igual a la masa del hierro.

34. Calcula la masa de 0.345 mol de nitrito de sodio, $NaNO_2$.

35. Realiza cada uno de los siguientes cálculos:
- **a)** la masa, en gramos, de 0.254 mol de sulfato de calcio.
- **b)** el número de átomos en 2.0 g de helio.
- **c)** el número de moles en 198 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.
- **d)** el número total de iones en 10.8 g de bromuro de magnesio.

36. El ácido oleico tiene 76.5 por ciento de C, 12.1 por ciento de H y 11.3 por ciento de O. La masa molar del compuesto es aproximadamente 282 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido oleico?

37. El nitrito de aluminio y el cloruro de amonio reaccionan para formar cloruro de aluminio, nitrógeno y agua. ¿Qué masa de cloruro de aluminio estará presente después de que reaccionen por completo 43.0 g de nitrito de aluminio y 43.0 g de cloruro de amonio?

38. ¿Cuál es la masa molar de los siguientes elementos?
- **a)** nitrógeno diatómico.
- **b)** yodo diatómico.
- **c)** oxígeno diatómico.
- **d)** níquel.

39. Cuando se calienta, el nitrato de sodio se descompone y forma nitrito de sodio y oxígeno gaseoso. Algunas veces, esta reacción se utiliza en los laboratorios para producir pequeñas cantidades de oxígeno. ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio se deben calentar para obtener 128 g de oxígeno?

40. Calcula la masa del cloruro de plata, AgCl, y del monosulfuro de dihidrógeno, H_2S, que se forman cuando 85.6 g de sulfuro de plata, Ag_2S, reacciona en exceso con ácido clorhídrico, HCl.

41. Un óxido de nitrógeno es 26 por ciento nitrógeno por masa. La masa molar del óxido es aproximada mente 105 g/mol. ¿Cuál es la fórmula del compuesto?

42. ¿Cuántos moles hay en cada uno de los siguientes compuestos?
- **a)** 43.6 g de NH_3.
- **b)** 5.0 g de aspirina ($C_9H_8O_4$).
- **c)** 15.0 g de CuO.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

43. Una muestra de 10.0 g de magnesio reaccionó con un exceso de ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio, según la siguiente reacción. Cuando la reacción se completó, se obtuvieron 30.8 g de cloruro de magnesio. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento?

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

44. ¿Cuál es la fórmula molecular de cada uno de los compuestos siguientes?
- **a)** fórmula empírica: CH_2; masa molar: 42 g/mol.
- **b)** fórmula empírica: CH; masa molar: 78 g/mol.
- **c)** fórmula empírica: NO_2; masa molar: 92 g/mol.

Aplicación de conceptos

45. Los combustibles hidrogenados se comparan por su contenido de hidrógeno. Determina el porcentaje de hidrógeno en los siguientes combustibles:
- **a)** etano, C_2H_6.
- **b)** metano, CH_4.
- **c)** aceite de ballena, $C_{32}H_{64}O_2$.

46. El peróxido de hidrógeno y el nitrato de sodio son buenos agentes oxidantes. Compara el porcentaje en masa de oxígeno que hay en cada uno de los compuestos.

Conexión con el Arte

47. ¿Cómo se estandarizan las mediciones de masa y peso en Estados Unidos?

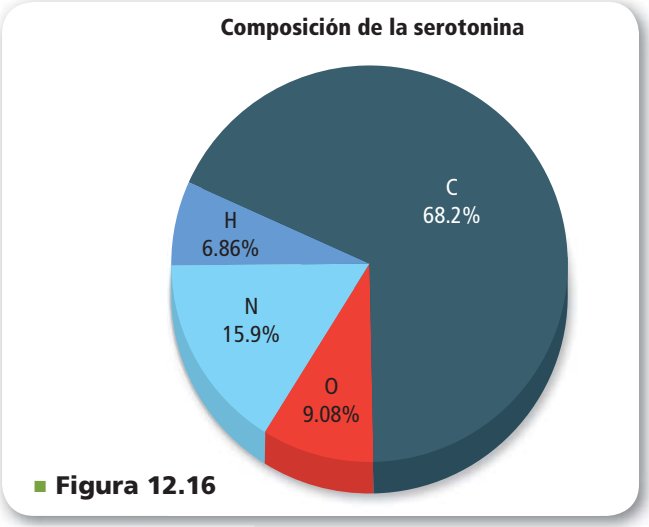


Figura 12.16

48. La serotonina es un compuesto que conduce los impulsos nerviosos en el cerebro. Su masa molar es 176 g/mol. Usa la gráfica de pastel de la **figura 12.16** para determinar su fórmula molecular.

Química cotidiana

49. ¿Cuántos gramos de azida de sodio, NaN_3 se necesitan para llenar una bolsa de aire del lado del conductor con 0.0650 m^3 de nitrógeno si se requiere de una presión de 2.0 atmósferas y la temperatura del gas es 40.0°C? (Sugerencia: 1 m^3 = 1 000 L.)

Química y tecnología

50. ¿Cuáles son algunos de los usos del ácido sulfúrico?

Razonamiento crítico

Compara y contrasta

51. Distingue entre masa molar, fórmula masa y masa molecular.

52. QuimiLab Sugiere un procedimiento para determinar el porcentaje en masa del nitrato de plata, $AgNO_3$, en una mezcla de nitrato de plata y nitrato de sodio, $NaNO_3$.

Compara y contrasta

53. MiniLab 1 Explica por qué el procedimiento en esta actividad es cómo usar la masa molar para determinar el número de partículas en una muestra de una sustancia conocida.

Relación de causa y efecto

54. MiniLab 2 Si utilizas carbonato de sodio ($CaCO_3$) en una reacción con vinagre en lugar de polvo para hornear ($NaHCO_3$), ¿en qué medida cambiaría la cantidad de reactivos necesarios?

Revisión acumulativa

55. Distingue entre número atómico y número de masa. ¿Cómo son estos dos números para los isótopos de un elemento? (*Capítulo 2*)

56. ¿Por qué los elementos del segundo periodo de la tabla periódica contienen ocho electrones? (*Capítulo 7*)

57. El volumen de un gas a TPE es 8.50 L. ¿Cuál es el volumen si la presión es 1 250 mm Hg y la temperatura es 75.0°C? (*Capítulo 11*)

Tabla 12.2 **Uso de la estequiometría**

Ítem	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Número de partículas	Rango
Unidades fórmula en 10.0 g de fluoruro de calcio				
Iones de sodio en 10 g de cloruro de sodio				
Moléculas de agua en 10.0 g de agua				
Átomos de hidrógeno en 10.0 g de agua				
Moléculas de dióxido de carbono en 10.0 g de dióxido de carbono				
Moléculas de monóxido de carbono en 10.0 g de monóxido de carbono				
Moléculas de aspirina, $C_9H_8O_4$, en 10.0 g de aspirina				
Átomos de carbono en 10.0 g de aspirina				
Electrones de valencia en 10.0 g de aspirina				

58. Contesta las siguientes preguntas acerca del azúcar y la sal de mesa. (*Capítulo 4*)
- **a)** ¿Qué tipo de compuesto es cada una de las sustancias?
- **b)** ¿Cuál compuesto es un electrólito?
- **c)** ¿Cuál compuesto está formado por moléculas?

Prueba de habilidades

59. Utiliza una tabla Completa la **tabla 12.2**. En la última columna ordena el número de partículas de menor a mayor. ¿Utilizaste el número de moles o el número de partículas individuales para ordenarlos? Explica tu respuesta.

ESCRIBIENDO Química

60. Un mol es un número tan grande que es difícil visualizar lo enorme que es 6.02×10^{23}. Escribe tres ejemplos propios del número de objetos en un mol. Un ejemplo debe utilizar el tiempo, otro la distancia y para el tercero elige lo que quieras.

Resolución de problemas

61. Un estudiante lleva a cabo la siguiente secuencia de reacciones químicas utilizando una muestra de 0.635 g de cobre puro.

$$Cu(s) + 2HNO_3(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + H_2(g)$$

$$Cu(NO_3)_2(ac) + 2NaOH(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2NaNO_3(ac)$$

$$Cu(OH)_2(s) \rightarrow CuO(s) + H_2O(l)$$

$$CuO(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + H_2O(l)$$

$$CuSO_4(ac) + Mg(s) \rightarrow Cu(s) + MgSO_4(ac)$$

El estudiante aísla y pesa el producto al final de cada paso antes de proceder con el siguiente. ¿Cuál es el porcentaje teórico del producto de cobre en cada paso? Basándote en la ley de la conservación de la materia ¿cómo se compara el rendimiento de cobre metálico en el paso final de la reacción con la masa inicial del cobre metálico?

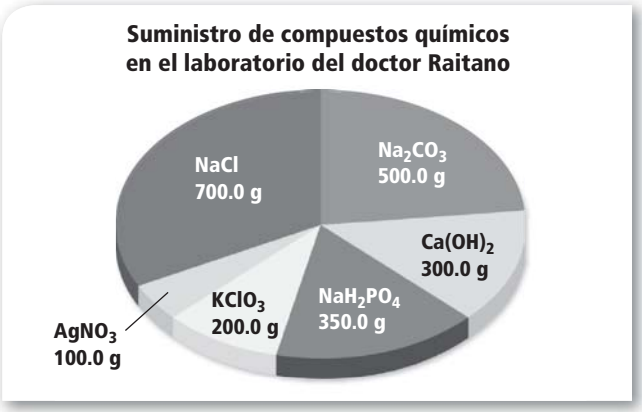
Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. La forma más común de la materia en el universo es
   a) gaseosa.
   b) líquida.
   c) sólida.
   d) plasma.

2. La ley de Charles establece que el volumen de un gas es
   a) inversamente proporcional a la temperatura del gas.
   b) directamente proporcional a la temperatura del gas.
   c) inversamente proporcional a la presión del gas.
   d) directamente proporcional a la presión del gas.

Interpreta una gráfica: *Utiliza la gráfica de abajo para responder las preguntas 3 y 4.*



3. Para obtener plata metálica pura se puede utilizar la reacción que se muestra abajo:

   $Cu(s) + 2AgNO_3(ac) \rightarrow 2Ag(s) + Cu(NO_3)_2(ac)$

   ¿Cuántos gramos de cobre metálico se necesitarán para utilizar todo el $AgNO_3$ que hay en el laboratorio del doctor Raitano?
   a) 18.70 g
   b) 37.3 g
   c) 74.7 g
   d) 100 g

4. El proceso LeBlanc es el método tradicional para la manufactura de hidróxido de sodio.

   $Na_2CO_3(ac) + Ca(OH)_2(ac) \rightarrow 2NaOH(ac) + CaCO_3(s)$

   Utilizando las cantidades de los productos disponibles en el laboratorio del doctor Raitano, el número máximo de moles de NaOH que se pueden producir es
   a) 4.05 mol.
   b) 4.72 mol.
   c) 8.099 mol.
   d) 9.43 mol.

5. ¿Cuál producto químico tiene la mayor masa molar?
   a) KCl
   b) CH_3OH
   c) $Ba(OH)_2$
   d) CH_3COOH

6. Al moverse hacia abajo en un grupo de la tabla periódica ¿cuáles dos propiedades periódicas siguen la misma tendencia?
   a) radio atómico y energía de ionización.
   b) radio iónico y radio atómico.
   c) energía de ionización y radio iónico.
   d) radio iónico y electronegatividad.

7. ¿Cuál de las siguientes propiedades metálicas NO se puede explicar con el mar de electrones de valencia?
   a) conducción de electricidad.
   b) conducción de calor.
   c) maleabilidad.
   d) bajo punto de ebullición.

¿NECESITAS AYUDA?							
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7
Repasa la sección . . .	10.1	11.2	12.2	12.2	12.1	3.2	9.1

CAPÍTULO 13

El agua y sus soluciones

GRAN Idea **El agua desempeña un papel importante en muchas reacciones químicas.**

13.1 El agua es única

Idea PRINCIPAL La forma molecular del agua le confiere propiedades inusuales.

13.2 Las soluciones y sus propiedades

Idea PRINCIPAL El agua disuelve un gran número de compuestos iónicos y covalentes.

Hechos químicos

- Las Cascadas de Havasu se forman donde el arroyo Havasu cae en picada en un acantilado de 37 metros.
- El color azul verde distintivo de las aguas del arroyo es resultado de su alto contenido de minerales, principalmente carbonato de calcio.
- El aspecto y el curso del arroyo Havasu pueden cambiar mucho de un año a otro debido a que algunos minerales se cristalizan en los detritos que caen en el arroyo.
- Cuando los minerales de carbonato disueltos en el arroyo salen de la solución, forman travertino, un tipo de roca sedimentaria.

INTRO Lab

Formación de soluciones

Las fuerzas intermoleculares entre las partículas del disolvente y las fuerzas atractivas entre las partículas del soluto y el solvente provocan un cambio de energía en todo el sistema. ¿Se puede observar este cambio?

Materiales

- balanza
- probeta graduada de 50 mL
- vaso de precipitados de 100 mL (2)
- varilla de agitación
- cloruro de amonio (NH_4Cl)
- cloruro de calcio ($CaCl_2$)
- agua

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todos los materiales que usarás.
2. Añade 10 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) a un vaso de precipitados de 100 mL.
3. Vierte 30 mL de agua en el vaso de precipitados de NH_4Cl y agita con la varilla de agitación.
4. Siente el fondo del vaso de precipitados y anota tus observaciones.
5. Repite el procedimiento con cloruro de calcio ($CaCl_2$).

Análisis

1. **Infiere** ¿Cuál proceso de disolución es exotérmico? ¿Cuál es endotérmico?

Indaga ¿Cuáles son las aplicaciones prácticas de los procesos de disolución exotérmicos? ¿Y de los endotérmicos?

Química en línea

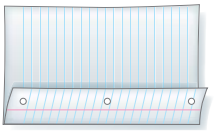
Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts in Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Medición de capilaridad***

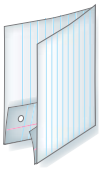
FOLDABLES® Organizador de estudio

Propiedades del agua Haz el siguiente organizador plegable para organizar la información sobre la molécula de agua.

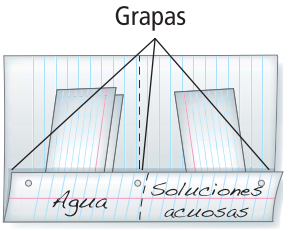
PASO 1 Dobla la parte inferior de una hoja de papel en forma horizontal aproximadamente a 5 cm, como se muestra.



PASO 2 Haz un doblez vertical a la mitad de la hoja de papel.



PASO 3 Desdobla una vez y engrapa para hacer dos solapas. Rotula las solapas *Agua* y *Soluciones acuosas*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 13.1 y 13.2.** A medida que leas las secciones, usa tarjetas de índice o una hoja de papel cortada en cuatro partes iguales para resumir lo que aprendas acerca de cómo la estructura molecular del agua contribuye a las propiedades únicas del agua y sus soluciones. Inserta las tarjetas en las solapas apropiadas de tu organizador plegable.

Sección 13.1

Objetivos

- **Describir** la singularidad del agua como sustancia química.
- **Modelar** la geometría tridimensional de una molécula de agua.
- **Relacionar** las propiedades físicas del agua con su estructura molecular.

Revisión de vocabulario

fuerzas interpartícula: las fuerzas entre las partículas que constituyen una sustancia

Vocabulario nuevo

puentes de hidrógeno
tensión superficial
capilaridad
calor específico

El agua es única

Idea PRINCIPAL **La forma molecular del agua le confiere propiedades inusuales.**

Vínculo con el mundo real El agua, que cubre 71 por ciento de la superficie terrestre, es una de las sustancias más comunes de la Tierra, pero sus propiedades no son tan comunes. El vapor de agua de la atmósfera contribuye a los cambios climáticos, los arroyos en las montañas proporcionan agua potable fresca y los océanos son un ecosistema rico en nutrientes. Incluso las reacciones químicas de cualquier ser vivo requiere de agua —como reactivo, como un lugar para que se produzca la reacción o ambos—. ¿Qué propiedades del agua la hacen tan indispensable?

Propiedades físicas del agua

Debido a que el agua forma una parte importante de la vida, es fácil que sus propiedades se den por sentadas. Pero si retrocedes un poco y la examinas detenidamente, verás que tiene muy poco en común con los demás compuestos que se encuentran en la Tierra. En la **tabla 13.1** se comparan las propiedades físicas del agua con las de un grupo de moléculas de masa semejante. Observa las diferencias de estado físico, punto de fusión y punto de ebullición de estas moléculas. El agua definitivamente se comporta de manera muy distinta a otras moléculas pequeñas: es una sustancia única.

El agua suele considerarse un líquido. Cuando tratas de imaginar otros líquidos comunes, probablemente piensas en soluciones acuosas. A menudo, el agua se considera un líquido. Sin embargo, en la Tierra también existen grandes cantidades de agua sólida o hielo, y agua gaseosa o vapor de agua. En estado gaseoso se encuentra en las cercanías de los géiseres y los manantiales termales, y en la atmósfera, donde desempeña un papel importante en la determinación del clima. En estado sólido se encuentra en los témpanos y en los casquetes glaciares, y actúa como una reserva enorme de agua fresca. Es la única sustancia sobre la Tierra que existe en grandes cantidades en los tres estados de la materia.

El agua también es única porque la mayoría de las sustancias tienden a ser más densas como sólidos que como líquidos, pero el agua es menos densa como sólido que como líquido. Por esa razón, el hielo flota en el agua líquida en lugar de hundirse. Si el hielo fuera igual que la mayoría de los sólidos, es decir, más denso que el agua líquida, los lagos y estanques se congelarían desde el fondo hacia la superficie.

Concepts In Motion

Interactive Table Explora la singularidad del agua en glencoe.com.

Tabla 13.1 **La singularidad del agua**

Sustancia	Fórmula	Masa molecular (u)	Estado a temperatura ambiente	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Metano	CH_4	16	Gas	–183	–161
Amoniaco	NH_3	17	Gas	–78	–33
Agua	H_2O	18	Líquido	0	100
Nitrógeno	N_2	28	Gas	–210	–196
Oxígeno	O_2	32	Gas	–218	–183

Figura 13.1 El hecho de que el hielo sea menos denso que el agua líquida es la razón por la que éste se acumula en la superficie del líquido y no en el fondo. Si no fuera por ello, el patinaje y la pesca sobre hielo no serían posibles.

El hecho de que el hielo se forme y permanezca en la superficie de los lagos, estanques y ríos permite que la vida acuática que hay debajo sobreviva al frío del invierno. Además, si el hielo fuera como la mayoría de los sólidos, algunos deportes populares como el hockey, el patinaje y la pesca sobre hielo, **figura 13.1**, no serían posibles.

¿Qué factores explican las propiedades físicas únicas del agua en varios de sus estados? En la **figura 13.2** se muestran algunas de las cosas que ya aprendiste sobre la composición de la molécula de agua: su distribución electrónica y su estructura tridimensional. Como el oxígeno es muy electronegativo en comparación con el hidrógeno, los extremos de hidrógeno de la molécula de agua doblada son muy positivos. Además, el átomo de oxígeno tiene dos pares de electrones no compartidos enlazados a él. Debido tanto a la electronegatividad como a los pares no compartidos, el extremo de oxígeno de la molécula es sumamente negativo.

Fuerzas interpartícula en el agua

Recuerda del capítulo 9 que las moléculas que son dipolos, como el agua, tienen fuerzas de atracción entre las partículas mayores que en las moléculas no polares. Puedes modelar el comportamiento de un grupo de moléculas de agua imaginando que actúan como pequeñas barras magnéticas.

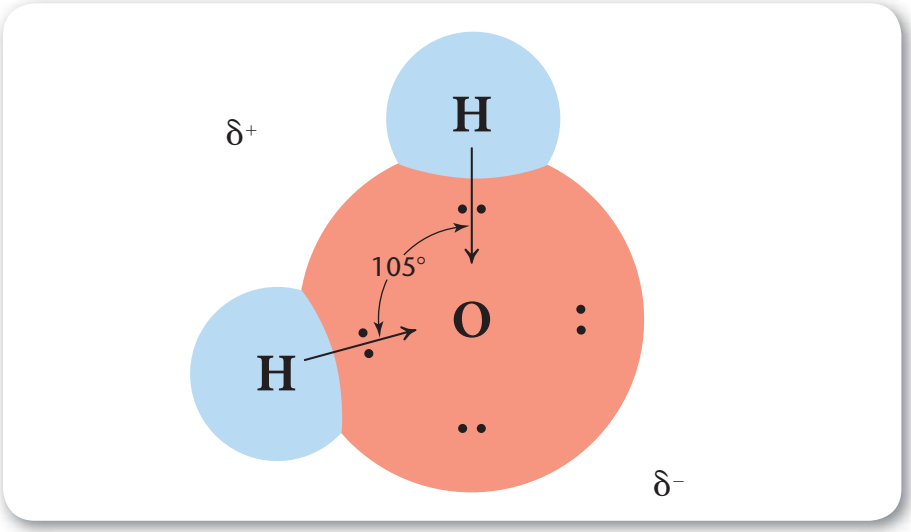
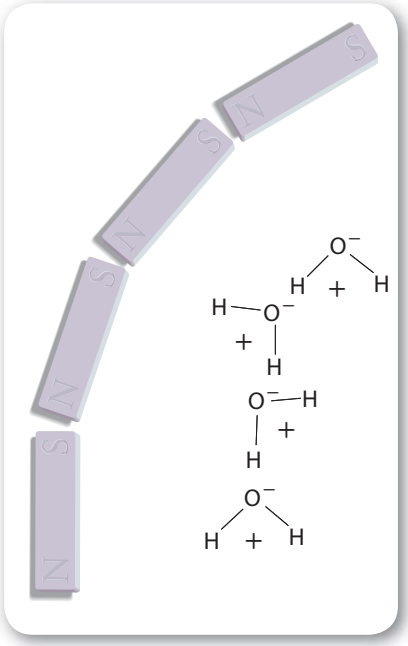


Figura 13.2 La distribución de los electrones de valencia alrededor del átomo de oxígeno de una molécula de agua se relaciona con su geometría tridimensional. Existe una gran diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el oxígeno unidos por enlaces covalentes, por lo cual los pares de electrones se comparten desigualmente. Debido a la estructura doblada de la molécula, los polos con cargas positiva y negativa en los dos enlaces no se cancelan, y la molécula de agua como un todo es polar.



■ **Figura 13.3** La atracción entre las moléculas de agua es análoga a la atracción entre los imanes. Sin embargo, las fuerzas interpartícula del agua son resultado de las cargas eléctricas opuestas, no del magnetismo. Los efectos de las atracciones interpartícula son particularmente perceptibles a temperaturas bajas.

Infiere ***¿Por qué las fuerzas interpartícula tienen efectos mayores a temperaturas bajas?***

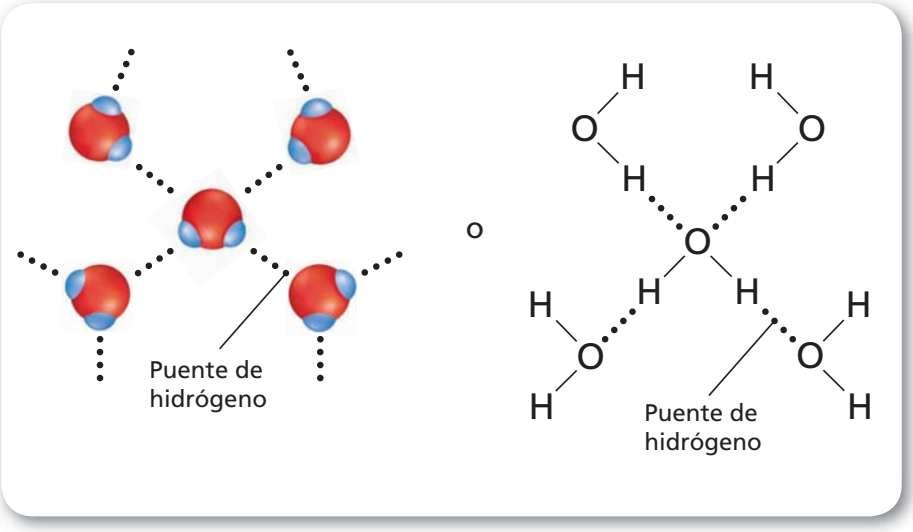
La **figura 13.3** muestra moléculas de agua con extremos cargados positivamente que atraen a los extremos cargados negativamente de manera parecida a cómo los polos norte de los imanes atraen a los polos sur. Un grupo de imanes tenderá a orientarse con los polos opuestos de los diferentes imanes atrayéndose entre sí. Aunque los dipolos no se mantienen por fuerzas magnéticas, un grupo de moléculas de agua se orientará de una manera similar en la escala molecular debido a las fuerzas eléctricas. Los opuestos se atraen y crean orden entre las moléculas.

Observa que si movieras uno de los imanes de la **figura 13.3**, la posición de los demás imanes cambiaría. Lo mismo sucedería si de algún modo movieras sólo una molécula de un grupo de moléculas de agua. Este modelo demuestra que las fuerzas de atracción entre los objetos no sólo producen interacciones entre los dos objetos, sino que también se combinan para hacer que se organicen grupos de objetos, sin importar si son barras magnéticas o moléculas de agua.

El enlace o puente de hidrógeno

Aunque las fuerzas intermoleculares del agua generan un orden que implica un gran número de moléculas, puedes darte una buena idea de lo que sucede al modelar las interacciones entre unas cuantas moléculas de agua, como muestra la **figura 13.4**. Observa que el oxígeno de una molécula de agua es atraído hacia los átomos de hidrógeno de otras moléculas de agua. Estos enlaces entre las moléculas no son del todo covalentes, pero aun así son muy fuertes.

La formación de dicha unión entre los átomos de hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo de otra molécula se denomina **enlace** o **puente de hidrógeno**. Los puentes de hidrógeno son fuerzas de atracción muy intensas de dipolo a dipolo que contienen un átomo de hidrógeno enlazado a un elemento pequeño muy electronegativo con al menos un par de electrones. Los átomos que pueden formar puentes de hidrógeno incluyen oxígeno, flúor y nitrógeno. Observa que estos tres átomos cumplen todos los requisitos de los puentes de hidrógeno mencionados arriba. Son pequeños, lo cual significa que pueden acercarse mucho al hidrógeno en una molécula separada. Son muy electronegativos, lo que significa que sus enlaces químicos con el hidrógeno tienen regiones muy positivas y muy negativas. Por último, tienen cuando menos un par de electrones. Este par de electrones interactúa con el extremo positivo del hidrógeno de una molécula separada para formar un puente de hidrógeno.



■ **Figura 13.4** Los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua son más fuertes que las fuerzas de atracción comunes de dipolo a dipolo debido a que el enlace entre el hidrógeno y el oxígeno es muy polar.

Explica ***¿Cuáles fuerzas son interpartícula y cuáles son intermoleculares?***

Moléculas que forman puentes de hidrógeno Los grupos oxígeno-hidrógeno (O—H) de las moléculas tienden a construir puentes de hidrógeno intermoleculares. El oxígeno tiene la suficiente electronegatividad para atraer con fuerza al único electrón del hidrógeno y este átomo de hidrógeno se convierte en un protón expuesto. En el agua pura, cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas de agua como muestra la **figura 13.4**. Como las cargas parciales fuertes pueden interactuar estrechamente con otras cuatro moléculas, el agua es muy buena para formar redes de puentes de hidrógeno.

Aun cuando el agua es muy buena para formar puentes de hidrógeno, cualquier molécula que tenga enlaces O—H tiene la capacidad de formar puentes de hidrógeno. Los alcoholes son compuestos orgánicos que tienen enlaces O—H y también forman enlaces de hidrógeno, por lo que no es raro que compartan algunas de las propiedades físicas del agua, como muestra la **figura 13.5**. Los puentes de hidrógeno contribuyen a algunas de las semejanzas en las propiedades físicas de los alcoholes y el agua.

Debido a sus múltiples enlaces O—H, las moléculas biológicas como las proteínas, los ácidos nucleicos y los carbohidratos también tienen la capacidad para formar redes de puentes de hidrógeno. Estas redes pueden ser extensas y su forma tridimensional es fundamental para determinar sus funciones en los organismos vivos.

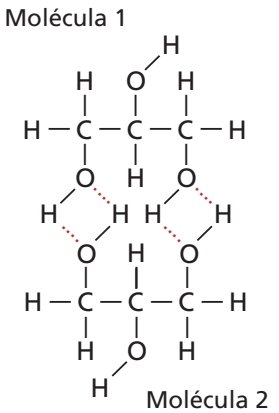


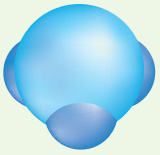
Figura 13.5 Los alcoholes, como las moléculas de glicerol ($C_3H_8O_3$) que aparecen arriba, contienen grupos O—H. Al igual que con el agua, estos grupos O—H pueden formar redes de puentes de hidrógeno.

Determina *el número posible de puentes de hidrógeno que una molécula de glicerol puede formar con una segunda molécula.*

Estados del agua

Observa la **tabla 13.2**, que identifica las dos moléculas de la **tabla 13.1** más cercanas al agua en tamaño. Puedes observar de nuevo que en comparación con las moléculas de tamaño parecido, las propiedades físicas del agua son muy diferentes. Por ejemplo, el agua tiene puntos de fusión y ebullición muy altos para una molécula tan pequeña. Muchas de estas propiedades físicas únicas son resultado de los puentes de hidrógeno. Éste es sólo otro ejemplo de la relación entre la estructura submicroscópica y las propiedades macroscópicas que se aprecian en el comportamiento directamente observable de las sustancias.

Tabla 13.2 **Propiedades de tres compuestos moleculares**

Compuesto	Estructura molecular	Masa molar (g)	Punto de ebullición (°C)
Metano (CH_4)		16	–161
Amoniaco (NH_3)		17	–33
Agua (H_2O)		18	100

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Agua sólida y líquida El agua se encuentra en la Tierra principalmente como sólido y líquido, más que como gas. Los enlaces o puentes de hidrógeno intermoleculares mantienen unidas a las moléculas de agua con mucha fuerza por lo que no pueden escapar con facilidad hacia el estado gaseoso a las temperaturas ordinarias. Ésta es la razón por la cual el agua tiene un punto de ebullición tan elevado para una molécula tan pequeña: 100°C. Para que el agua hierva, se debe elevar la temperatura, es decir, se debe añadir suficiente energía para vencer los puentes de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas y separarlas de modo que puedan formar vapor de agua.

Densidad del hielo Si dejas caer un cubo de hielo en un vaso de agua, el hielo flota. Esta acción revela que la densidad del agua sólida es menor que la del agua líquida. En la **figura 13.6** se muestra cómo se modifica la densidad del agua al cambiar su temperatura. Como la mayoría de las sustancias, el agua líquida se contrae y se hace más densa al enfriarse. Cuando el agua se enfría desde 25°C, su volumen disminuye y su densidad aumenta. Las moléculas de agua se mueven más lento y pueden acercarse más por las fuerzas interpartícula. El volumen del agua disminuye debido a la atracción conjunta de estas moléculas; mientras tanto, la masa del agua permanece inalterada, por lo que la densidad aumenta.

Punto de inflexión de la densidad del agua Cuando el agua se enfría aproximadamente a unos 4°C, sucede algo extraordinario: el volumen deja de aumentar; la densidad ha llegado al máximo. En este punto, las moléculas de agua se han acercado hasta donde les es posible. Cuando la temperatura se reduce por debajo de 4°C, el volumen del agua comienza a expandirse y la densidad disminuye.

¿Cómo se explica este cambio? Por debajo de 4°C, las moléculas de agua comienzan a acercarse al estado sólido, el cual está muy organizado. Las moléculas de agua empiezan a formar una distribución abierta. Esta distribución se debe a los puentes de hidrógeno y es la estructura más estable para las moléculas en o casi en estado sólido.

El hecho de que el agua líquida se expanda cuando se congela permite que la vida acuática sobreviva en el invierno frío (el hielo flota), pero también provoca que las tuberías de agua congelada se rompan y las aceras se agrieten durante esta temporada. Las fuerzas que intervienen en la expansión del agua que se congela son tan intensas que pueden llegar a romper las rocas en trozos pequeños. La **figura 13.7** ilustra los cambios de fase del agua.

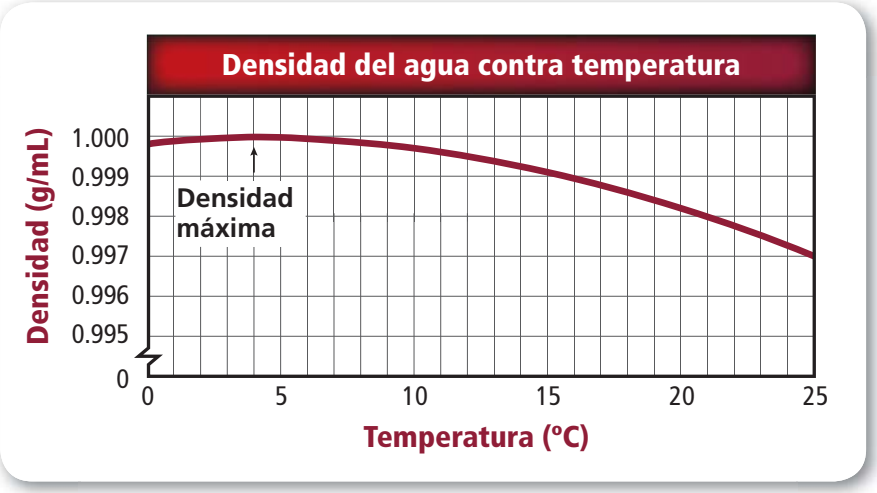
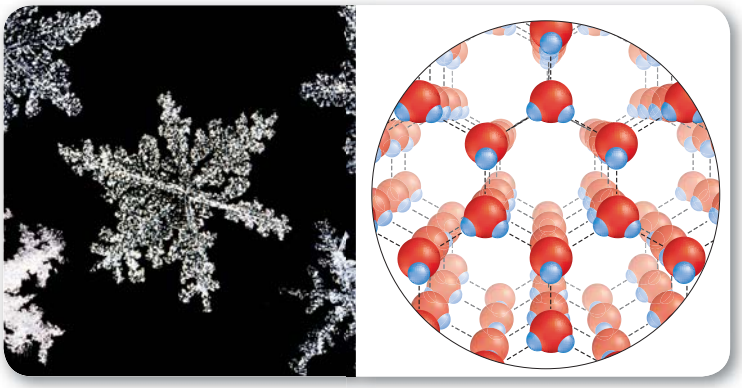


Figura 13.6 El agua alcanza su volumen mínimo, y, por tanto, su máxima densidad aproximadamente a 4°C.

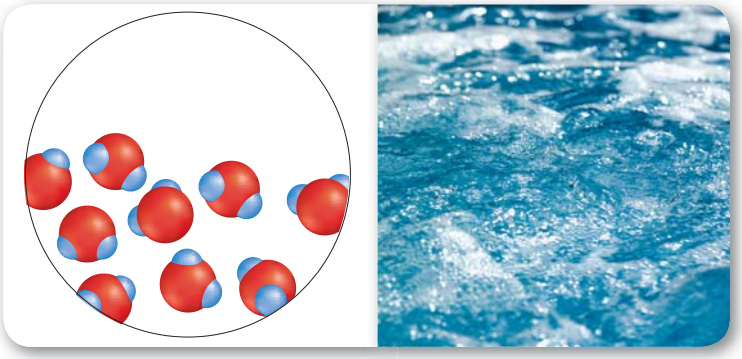
Infiere ***Cuando viertes agua a una temperatura de 5°C en agua a una temperatura de 15°C, el agua fría se hundirá en el fondo o permanecerá en la superficie antes de que la temperatura alcance el equilibrio?***

Figura 13.7 Cambios de fase del agua



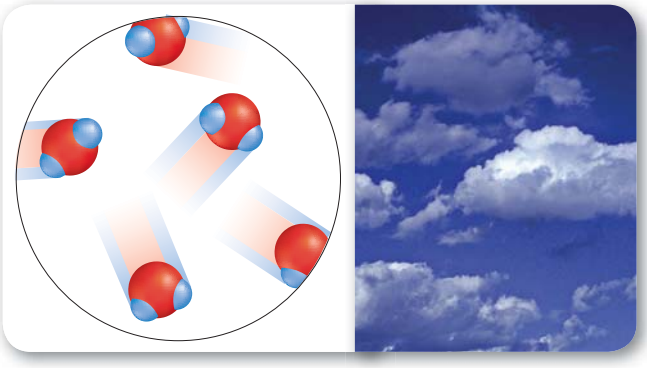
Los copos de nieve de seis vértices reflejan la distribución abierta de los enlaces. Con la finalidad de congelarse, las moléculas de agua líquida se separan ligeramente unas de otras como consecuencia de los puentes de hidrógeno.

A 0°C, el agua líquida se congela en agua sólida, es decir, hielo. El volumen aumenta y la densidad disminuye apreciablemente, de 1.000 g/mL a 0.99984 g/mL, cuando las moléculas de agua adoptan una distribución abierta. La expansión del volumen que ocurre cuando el agua se congela tiene algunas desventajas, como se ve en este frasco de agua que ha explotado. Esta acción también es un agente importante de la erosión, con ciclos continuos de congelamiento y descongelamiento capaces de partir rocas grandes.



El hielo comienza a fundirse cuando la temperatura se eleva por encima del punto de congelamiento del agua, 0°C. A medida que el hielo se funde para formar agua líquida, las moléculas se vuelven más densas y pueden moverse con libertad. Las burbujas de agua que se producen en la superficie de una alberca ilustran las propiedades del agua líquida y su capacidad inherente para fluir.

Cuando el agua líquida alcanza su punto de ebullición a 100°C, las moléculas son libres de moverse a un ritmo rápido y vertiginoso. Conforme la temperatura aumenta, la densidad disminuye. Cuando el agua líquida se evapora para formar vapor, se vuelve menos densa que el aire que la rodea, razón por la cual asciende. En la atmósfera, se enfría y condensa para formar nubes.



Más evidencia de las fuerzas interpartícula del agua

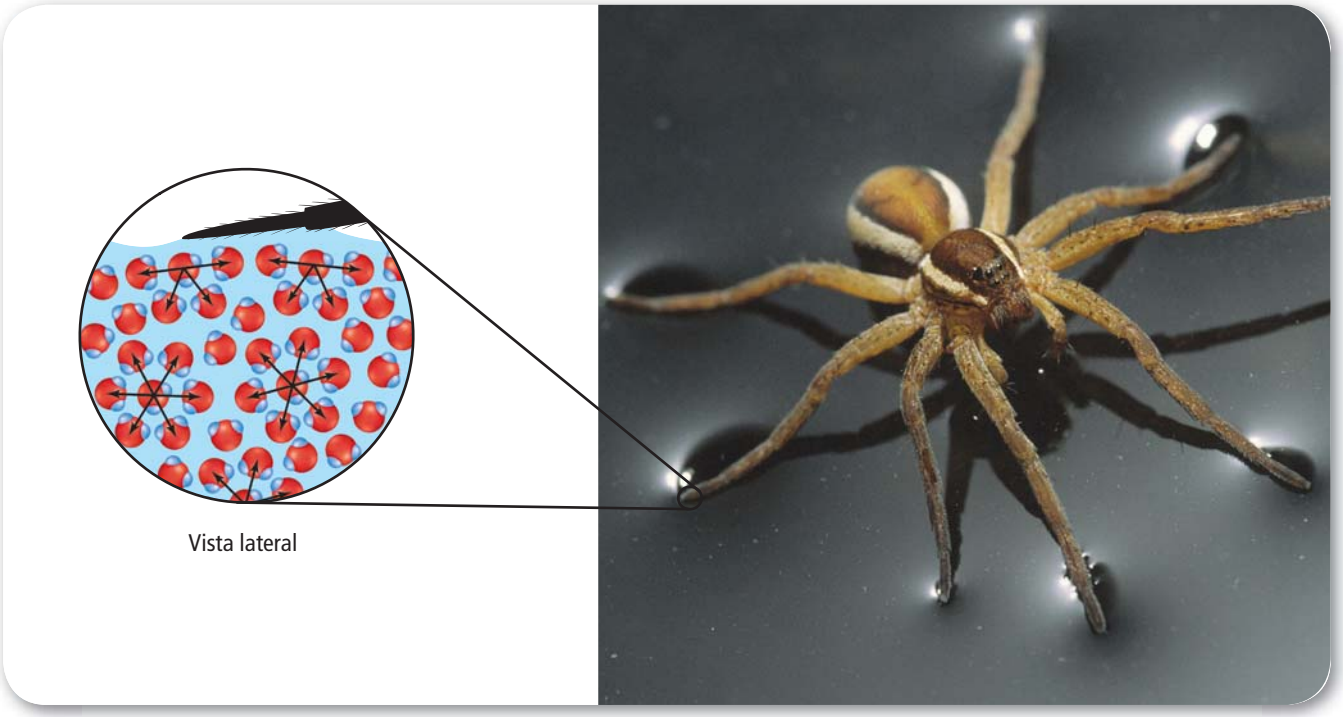
Los fuertes enlaces de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de agua se manifiestan en otras propiedades de la misma. Estas propiedades visibles dan más evidencias macroscópicas del modelo científico de la estructura submicroscópica de las moléculas de agua. Ten en cuenta que el origen de todas estas propiedades es la combinación especial de la geometría de la molécula de agua y la distribución electrónica que vuelve muy polar al enlace O—H.

Tensión superficial ¿Alguna vez has visto caer una gota de agua de un grifo? Cada gota está compuesta por una infinidad de moléculas de agua, alrededor de 2×10^{21}. El hecho de que esta gran cantidad de moléculas se puedan mantener unidas para formar una sola gota es una muestra más de la existencia del puente de hidrógeno.

Las moléculas de agua forman gotas debido a la **tensión superficial**, que es la fuerza necesaria para vencer a las fuerzas de atracción interpartícula y atravesar la superficie de un líquido para dispersarlo. Cuanto mayor sea la tensión superficial de un líquido, mayor será la resistencia que oponga en su superficie. La **figura 13.8** muestra un modelo molecular de la superficie del agua. La fuerza neta descendente provoca que la superficie de la gota se contraiga y que ésta luzca tensa, comportándose como una especie de piel.

Ejemplos de tensión superficial Hay ejemplos de la tensión superficial en todo tu entorno. Por ejemplo, tal vez hayas observado que las gotas de agua en un automóvil recién encerado forman gotas muy juntas unas de otras; esto se debe a la tensión superficial. Otro ejemplo de tensión superficial es cuando llenas un vaso con agua hasta que la superficie del agua sobresale por encima del nivel del borde del vaso. La araña de la **figura 13.8** ilustra un tercer buen ejemplo.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.



■ **Figura 13.8** En la superficie del agua, las partículas son atraídas hacia el interior hasta que las fuerzas de atracción y repulsión se equilibran.

Infiere *¿Cómo sabes que la araña no está flotando en el agua?*

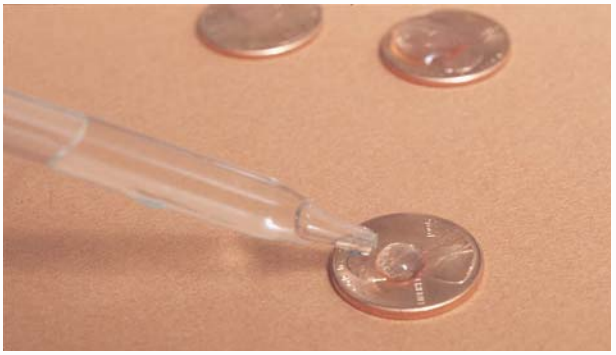
MiniLab 13.1

Tensión superficial

¿Cuántas gotas de agua y cuántas gotas de un detergente líquido puedes poner sobre una moneda?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Coloca una **moneda** plana en tu mesa del laboratorio.
3. Llena la **punta de una micropipeta** con **agua del grifo** y cuenta las gotas que puedes depositar sobre la moneda antes de que el agua se derrame por los bordes de la moneda. Anota el número de gotas.
4. Repite el paso 3 con una **solución de detergente** preparada por tu profesor.



Análisis

1. **Explica** ¿Cómo se demostró la tensión superficial en este experimento?
2. **Infiere** ¿Qué líquido tiene menor tensión superficial, el agua o la solución de detergente? ¿Cómo se explica este hecho?

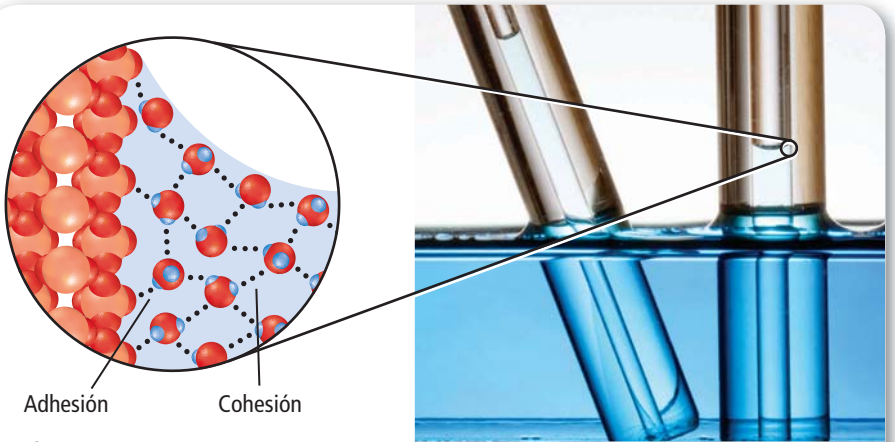
Además del agua, otros líquidos también muestran una marcada tensión superficial. El mercurio es un líquido que tiene grandes fuerzas de atracción interpartícula y una elevada tensión superficial. De hecho, las fuerzas interpartícula del mercurio son tan intensas que las gotas que forma cuando se coloca en una superficie lisa a veces parecen completamente redondas.

Capilaridad ¿Alguna vez te han extraído sangre por punción de la yema del dedo para hacerte un examen de rutina? Al pinchar el dedo la sangre fluye al interior de un delgado tubo de vidrio, llamado tubo capilar, en cuanto éste toca la gota. Aun sin succionar, la sangre sube por las paredes internas del tubo. La **figura 13.9** muestra este efecto con tubos de capilaridad en agua. Observa que el nivel del agua es más alto en el tubo capilar más estrecho que en el tubo capilar más ancho.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Capilaridad
proviene de la palabra latina *capillus,* que significa *cabello.*



La fuerza de atracción entre las moléculas de agua y el dióxido de silicón en el tubo provocan que las moléculas de agua suban poco a poco por el tubo.

Las moléculas de agua son atraídas entre sí (cohesión) y hacia las moléculas de dióxido de silicón en el tubo (adhesión).

■ **Figura 13.9** Las moléculas de agua tienen propiedades cohesivas y aditivas.
Infiere ***por qué el nivel del agua es mayor en el tubo de menor diámetro.***

Figura 13.10 El agua (izquierda) forma un menisco cóncavo, mientras que el mercurio (derecha) produce un menisco convexo. En el caso del mercurio, prácticamente no existen fuerzas de atracción entre sus átomos y el dióxido de silicio que compitan con las fuerzas de atracción entre los átomos de mercurio mismos. El mercurio forma un menisco convexo (elevado en el centro) porque la única fuerza que existe es la fuerza de atracción entre los átomos del mercurio, que es lo que produce la tensión superficial.

Estos ejemplos del ascenso de líquidos en tubos delgados ilustran el fenómeno de **capilaridad**, también conocido como acción capilar. La capilaridad se debe a las fuerzas de atracción interpartícula entre las moléculas de líquido y las fuerzas de atracción entre el líquido y el tubo que lo contiene.

En el caso del tubo de vidrio, las moléculas de agua pueden formar puentes de hidrógeno con los átomos de oxígeno del dióxido de silicio (SiO_2), un componente importante el vidrio. Esta fuerza de atracción entre el agua y el SiO_2 arrastra el agua por las paredes del tubo. Como las moléculas de agua también se atraen entre sí, sube más agua por las paredes. Si el tubo es angosto el líquido subirá por el tubo. Como casi todas las moléculas están cerca de las paredes hacia las cuales son fuertemente atraídas, más moléculas de agua forman puentes de hidrógeno con el vidrio. Por tanto, el nivel de agua es mayor en los tubos angostos.

Formación de meniscos Si el tubo de vidrio es de un diámetro mayor, como el de una probeta graduada, puedes observar el efecto capilar cerca de las paredes del tubo. Sin embargo, el volumen de agua en el cilindro tiene demasiada masa para ser jalado hacia arriba como en un tubo capilar. Como resultado, la superficie del líquido forma un menisco como muestra la **figura 13.10**. Las fotos de esta figura también comparan el comportamiento del agua y del mercurio en un tubo de vidrio. Las partículas de mercurio tienen fuerzas de atracción entre sí muy grandes pero casi no tienen atracción a las paredes del tubo de vidrio. Por tanto, el menisco formado por el mercurio es el opuesto del que forma el agua.

Calor específico ¿Alguna vez te has metido a una alberca con agua fría en la mañana de un día caluroso? A pesar de que la temperatura del aire es alta, la temperatura del agua es baja porque cambia con mayor lentitud. Pero si regresas por la tarde a la misma alberca, cuando la temperatura del aire ha bajado, el agua estará más caliente que el aire. De nuevo, el agua está retrasada con respecto a los cambios de temperatura del ambiente. Una vez que el agua se calienta, no se enfría tan rápido. Habrás notado el mismo efecto cuando pones a calentar una olla con agua y tienes que esperar un tiempo para que se caliente.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 874 para realizar una **medición de capilaridad**

Tabla 13.3 Calor específico de algunas sustancias

Sustancia	Calor específico (J/g°C)
Oro, Au	0.129
Cobre, Cu	0.385
Hierro, Fe	0.450
Vidrio	0.84
Cemento	0.88
Madera	1.76
Etanol, $C_2H_5OH(l)$	2.46
Agua, $H_2O(l)$	4.18

Lo que has observado en estos ejemplos es el elevado calor específico del agua. El **calor específico** mide la cantidad de calor necesario, en joules, para elevar la temperatura de 1 g de sustancia en 1°C. Como las distintas sustancias tienen diferentes composiciones, cada sustancia tiene su propio calor específico. Los calores específicos del agua y algunas otras sustancias comunes se presentan en la **tabla 13.3**.

Calor específico del agua Observa que de todas las sustancias incluidas en la lista de la **tabla 13.3**, el agua tiene el calor específico más elevado. Esto significa que el agua debe absorber o liberar más calor para cambiar su temperatura 1°C que el resto de las sustancias. En otras palabras, su temperatura subirá y bajará más lentamente que la de las sustancias con un calor específico menor, si todos los demás factores permanecen igual.

El calor específico del agua es 4.18 J/g • °C (la unidad se lee "joules por gramo por grado Celsius"). Para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C se deben añadir 4.18 J de calor. Por otro lado, se deben quitar 4.18 J de calor de una muestra de 1 g de agua para disminuir su temperatura en 1°C. Esta gran cantidad de calor transferido es la razón por la cual el agua de una alberca, como la de la **figura 13.11**, tarda en calentarse por la mañana y también explica por qué, una vez calentada, se enfría lentamente cuando la temperatura ambiente baja.

Figura 13.11 El agua de esta alberca se calienta durante el día. Aun cuando la temperatura ambiente baja durante la noche, el agua permanece caliente. Debido a su alto calor específico, el agua caliente ha almacenado una gran cantidad de energía.

■ **Figura 13.12** La temperatura del desierto cambia mucho al anochecer. Sin agua, el calor se disipa muy pronto.

El agua sirve como una gran reserva de calor que modera la temperatura de la superficie terrestre. Durante el día, el calor del Sol es absorbido por los océanos. Debido al alto calor específico del agua y a la enorme cantidad de ésta, la temperatura de los océanos no aumenta considerablemente a pesar de todo el calor que el agua absorbe. Por la tarde, el calor almacenado en los océanos de la Tierra se libera, lo cual ayuda a mantener la temperatura del aire.

Si no hubiera agua sobre la superficie de la Tierra que sirviera como regulador de la temperatura, ésta aumentaría en el día. Las rocas tienen mucho menos calor específico que el agua. Al anochecer, la Tierra se puede volver fría porque las rocas tienen muy poca capacidad para almacenar calor. Tal vez has sentido este efecto si has experimentado la diferencia de temperaturas extremas durante el día y la noche en el desierto cuando el cielo está despejado, como en la **figura 13.12**.

Calor de evaporación Recuerda del capítulo 10 que la evaporación es el cambio del estado líquido al gaseoso, y que la cantidad de calor requerido para evaporar una cierta cantidad de líquido se denomina calor de evaporación. Durante la evaporación de un líquido, se deben vencer las fuerzas interpartícula. Por tanto, la evaporación de un líquido es un proceso endotérmico (absorbe energía). La condensación, es decir, la formación de un líquido a partir de un gas, es un proceso exotérmico (libera energía). Debido a las fuerzas que existen entre sus moléculas, el agua absorbe mucho calor cuando se evapora, por lo que tiene un calor de evaporación elevado. El agua también pierde una gran cantidad de calor cuando se condensa; esta cualidad explica la capacidad del vapor para calentar un cuarto o para producir quemaduras.

La evaporación es la vaporización de un líquido desde su superficie. La evaporación del agua es uno de los mecanismos por los que tu cuerpo regula su temperatura. Durante la transpiración tu cuerpo absorbe agua que se evapora, reduciendo así tu temperatura corporal. Las glándulas sudoríparas que ayudan a regular la temperatura corporal se localizan en toda la piel, pero se concentran particularmente en las palmas de las manos, las plantas de los pies y la frente, como muestra la **figura 13.13**.

■ **Figura 13.13** La transpiración es un mecanismo por el cual tu cuerpo pasa agua hacia la superficie de tu piel por medio de las glándulas sudoríparas. La evaporación del agua es un proceso endotérmico (absorbe energía), y a medida que el agua se evapora disipa calor desde la superficie de tu piel.

Infiere ***En comparación con otras zonas de la piel, ¿por qué las glándulas sudoríparas que se localizan en la frente son particularmente eficaces para regular la temperatura corporal?***

Química y sociedad

Tratamiento del agua

Con sólo girar tu mano puedes hacer que el agua fluya por el grifo. Al igual que muchas personas que viven en países industrializados, tal vez nunca te has puesto a pensar sobre lo afortunada o afortunado que eres por tener asegurado el abastecimiento de agua. En muchas partes del mundo, la gente tiene que recorrer grandes distancias para proveerse del líquido, y después de todo ese trabajo no tienen la seguridad de que el agua se pueda beber. El agua que utilizas probablemente es potable porque se purifica en una planta de tratamiento confiable donde se llevan a cabo los pasos que se ejemplifican en el diagrama de la **figura 1**.

1. Por lo general el agua de los lagos o de otras fuentes de agua dulce se transporta en tuberías hasta la planta de tratamiento. Cuando el agua entra a la cuenca de captación, pasa a través de mallas que separan la basura y otros sólidos grandes suspendidos en ella.

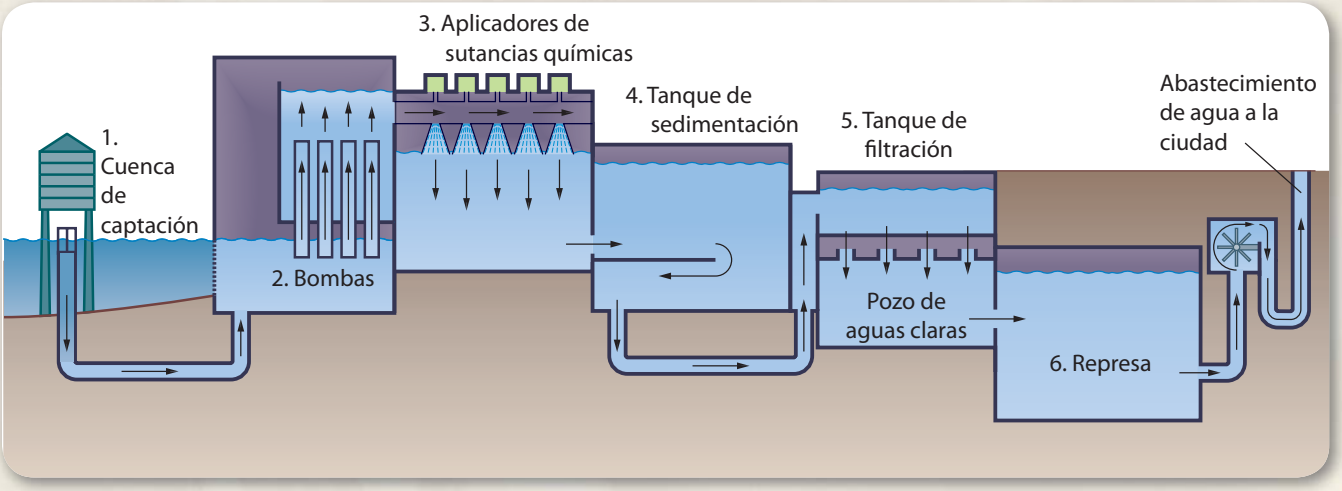
2. Después de ser colada, el agua se eleva mediante bombas a 6 m o más para que pueda fluir por gravedad a través de los demás tanques.

3. Algunas partículas que vienen en el agua son tan finas que sólo se pueden retener mediante coagulación, por lo que se le añaden productos químicos como alumbre, cloro y cal mediante aplicadores químicos. El propósito de añadir alumbre, $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$, es producir flóculos de aluminio, un coagulante que precipita los sólidos finos suspendidos en el agua. El cloro mata las bacterias y la cal precipita el carbonato de calcio y limpia el agua.

4. En el tanque decantador, las bacterias, los sedimentos y otras impurezas se adhieren a los coagulantes y se asientan en el fondo. El resto del agua pasa hacia un depósito de filtración.

5. El depósito de filtración hace pasar el agua a través de arena, grava y, a veces, carbón activado para una limpieza final.

6. Cuando el agua llega a la represa, recibe otro tratamiento de cloro. El agua purificada permanece ahí hasta que se bombea a los hogares, las fábricas y los negocios.



■ **Figura 1** Diagrama de una planta de tratamiento de aguas.

ANÁLISIS del tema

1. **Busca información** Investiga y haz un informe de cómo se utiliza el tratamiento biológico para eliminar los desechos orgánicos industriales del agua.
2. **Redacta** Prepara un anuncio de servicio público que explique las medidas que podría tomar la comunidad para asegurar que el agua potable local no se contamine.

Gente en la Química

Entrevista con Alice Arellano

Operadora de aguas residuales

Durante los días laborables, cuando la alarma del reloj suena por las mañanas, millones de personas se dirigen al baño a prepararse para sus actividades cotidianas. Se oye correr la ducha, los sanitarios se descargan y los dientes se cepillan, lo cual genera un abundante torrente de aguas residuales que se dirige hacia las plantas de tratamiento. Los operadores de aguas residuales, como Alice Arellano, están en el trabajo asegurándose de que esta agua se trate apropiadamente para proteger la salud de la gente y el ambiente.

En el trabajo

P **Srita. Arellano, ¿nos podría explicar las actividades que realiza en su trabajo?**

R Soy operadora de la sala de control de aguas residuales. Nuestra planta es responsable de limpiar las aguas residuales de esta zona de Austin, Texas.

P **¿Cómo funciona el proceso de limpieza?**

R Primero el agua residual llega a nuestra planta a través de una gran tubería de 1.38 m (54 pulg.) de diámetro. ¡Cosas muy desagradables llegan por esa tubería! El agua pasa a través de algunas mallas, en las cuales se le quitan muchos desperdicios. Los sólidos densos como los metales y la arena se asientan en el fondo de una tolva, de donde se trasladan con unas barrenas a un camión de volteo. El camión lleva los desechos inorgánicos a un relleno de tierras. El material que queda suspendido, es decir, la materia flotante, va al tratamiento primario. De ahí, pasa al tratamiento secundario y a unos tanques de oxigenación, donde hay microorganismos que degradan a las bacterias nocivas. Como quiero explicarlo en un lenguaje sencillo, no técnico, los microorganismos empiezan a comer en la superficie del tanque y arrasan con todo lo que hay en su paso hacia abajo.

P **¿A dónde va el agua una vez que se limpia?**

R A los arroyos y finalmente hacia el Río Colorado y el Lago Powell. El agua se filtra y se utiliza otra vez. La cantidad de agua que hay en la Tierra es limitada, así que tenemos que usarla una y otra vez.

P **¿El clima tiene algún efecto en su trabajo?**

R Cuando llueve, mi trabajo se vuelve realmente difícil. Regularmente, la planta trata alrededor de 182 millones de litros (40 millones de galones) de agua por día, pero su capacidad es de unos 646 millones de litros (120 millones de galones). Sin embargo, una tormenta excepcionalmente fuerte puede inundar el sistema con 1 820 millones de litros (400 millones de galones). En este caso, todo lo que podemos hacer es añadir cloro, abrir las válvulas y dejar que el agua corra.

P ¿Cómo reacciona la gente cuando usted habla de su profesión?

R Algunas personas tienen envidia porque el trabajo se paga bien y es permanente. Sin embargo, no a todos les gustaría hacer este trabajo. El olor a amoniaco puede ser fuerte. De vez en cuando, me contagio de virus intestinales a pesar de que me protejo con guantes y lentes de seguridad y uso todo mi equipo de protección. Aun así me gusta mi trabajo. Trato de aprender todo lo relacionado con la planta; así que les hago preguntas a todos: mecánicos, electricistas y operadores de equipo.

Primeras influencias

P ¿Éste fue su primer trabajo al terminar la escuela?

R Obtuve tarde mi certificado técnico porque fui madre muy joven. Tenía un amigo, un compañero de mi equipo de *softball* que trabajaba en la planta, él me animó a obtener mi certificado de operadora. Tomé clases de manejo de aguas residuales porque realmente quería superarme.

P ¿Aplica las matemáticas y la química que aprendió en la escuela?

R Tengo que saber las fórmulas para la cantidad de cloro y dióxido de azufre que debo agregar. Este último producto químico elimina el cloro para que la descarga de agua no perjudique a los peces en los arroyos. Más que mis conocimientos de química, uso todos mis sentidos. A menudo es cuestión de experiencia.

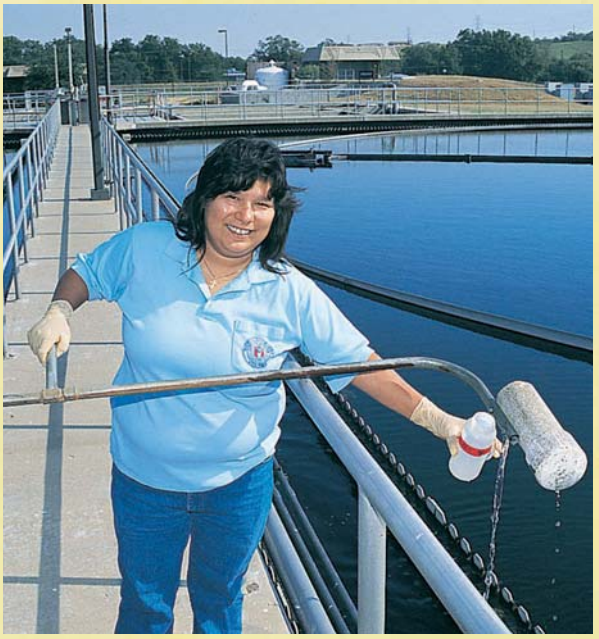
Impresiones personales

P Su trabajo no es típico para una mujer, ¿no es así?

R Aquí la mayoría son hombres, pero eso está cambiando. Mi hija vino el día de llevar a nuestras hijas al trabajo y se interesó en lo que hago.

P ¿Puede dar algún consejo a los jóvenes que no les gusta la escuela?

R Que se esfuercen y sigan en la escuela. Yo aliento a mi hija para que viva su infancia hasta que esté preparada para las responsabilidades de un adulto. En mi casa siempre hay una docena de chicos que hacen de mi hogar su lugar de reunión. Como tuve problemas cuando era joven, confían en mí para que los ayude con sus problemas.



CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Los empleos siguientes también son fundamentales para mantener limpia el agua.

Inspector de salud ambiental Título universitario y autorización gubernamental

Técnico ambiental Programa de acreditación de dos años

Mecánico de maquinaria industrial Preparatoria además de un programa de adiestramiento

■ **Figura 13.14** Todo lo que bebes es una solución acuosa. Los refrescos, el té, el café, el agua mineral e incluso el agua del grifo, son soluciones acuosas. Incluso el agua destilada es una solución acuosa; contiene gases disueltos.

El agua: el disolvente universal

La mayor parte del agua de la Tierra no es pura, sino que forma parte de soluciones. Es difícil mantenerla pura porque es un excelente disolvente de muchos solutos. El agua es un disolvente tan versátil que se le llama el disolvente universal. Su capacidad para actuar como disolvente es una de sus propiedades físicas más importantes. Como lo verás más adelante, la atracción de las moléculas de agua por otras moléculas, y por las del agua misma, es lo que determina su propiedad como disolvente.

Como se muestra en la **figura 13.14**, casi toda el agua que consumes es una solución acuosa. Las soluciones acuosas constituyen un medio eficaz para transportar los compuestos nutritivos en las plantas y en tu sangre. Casi todas las reacciones químicas que mantienen la vida suceden en un medio acuoso. Sin agua, estas reacciones no se llevarían a cabo.

Sección 13.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La polaridad de la molécula de agua es la razón de muchas de las propiedades inusuales del agua.
- Los puentes de hidrógeno se forman entre el átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo de otra.
- El calor específico es la cantidad de calor necesario para elevar 1°C la temperatura de 1 g de una sustancia.

1. Idea PRINCIPAL **Enumera** cinco propiedades físicas del agua que la diferencien de otros compuestos de tamaño molecular semejante.
2. **Modela** el puente o enlace de hidrógeno.
3. **Describe** la tensión superficial. Utiliza este concepto para explicar por qué una gota de agua forma una esfera.
4. **Compara** El etilén glicol es una molécula que tiene la fórmula $C_2H_4(OH)_2$. Cada molécula tiene dos enlaces O—H. El etanol (C_2H_5OH), tiene un enlace O—H. ¿Cómo sería el punto de ebullición del etanol en comparación con el del etilén glicol?
5. **Infiere** ¿Por qué el clima caliente es menos agradable si la humedad es alta?
6. **Explica** por qué el agua forma un menisco cuando está en un cilindro graduado.

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 13.2

Objetivos

- **Comparar y contrastar** la capacidad del agua para disolver compuestos iónicos y covalentes.
- **Determinar** las concentraciones de las soluciones.
- **Comparar y contrastar** las propiedades coligativas de las soluciones.

Revisión de vocabulario

capilaridad: el ascenso de un líquido por un tubo estrecho, algunas veces llamado acción capilar

Vocabulario nuevo

disociación
solución no saturada
solución saturada
solución sobresaturada
calor de disolución
ósmosis
coloide
efecto Tyndall

Las soluciones y sus propiedades

Idea PRINCIPAL **El agua disuelve un gran número de compuestos iónicos y covalentes.**

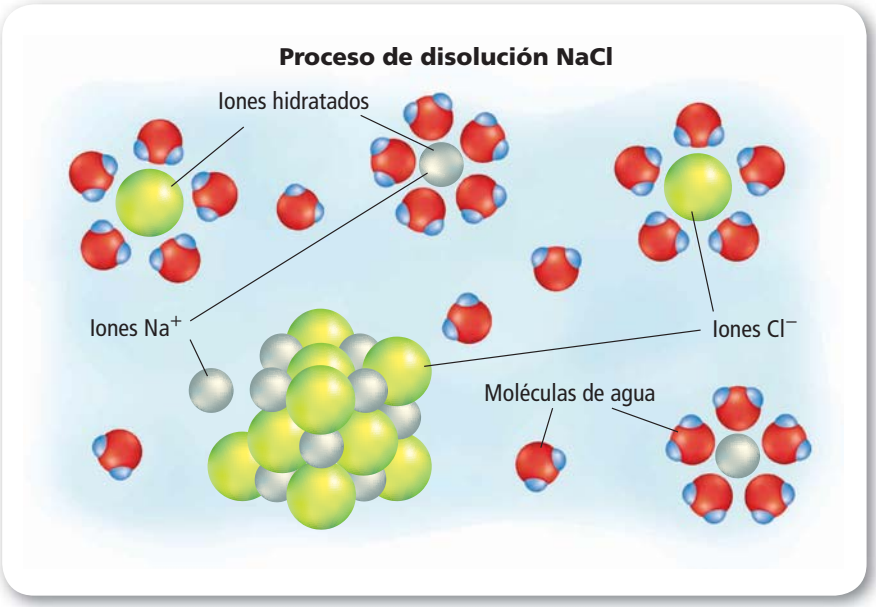
Vínculo con el mundo real Cuando preparas una taza de té, metes una bolsita de té en una taza con agua caliente y esperas. Después de unos minutos, retiras la bolsita de té. Sabes que parte del té debe haberse disuelto en el agua porque el agua adquiere un color y sabe diferente. Desde luego la bolsita y el resto del té se quedan sin disolver. ¿Por qué algunas cosas se disuelven en el agua y otras no?

El proceso de solución

Al igual que con otras propiedades físicas del agua, puedes relacionar sus propiedades como disolvente con su estructura molecular. Las interacciones submicroscópicas que se producen entre las moléculas de agua y las partículas de muchos solutos determinan la capacidad del agua para disolverlos.

El agua disuelve muchas sustancias iónicas Habrás notado que al agregar agua a la sal de mesa (cloruro de sodio) ésta se disuelve en el agua, como se aprecia en la **figura 13.15**. Si haces una medición cuidadosa, notarás que puedes disolver hasta 26 g de cloruro de sodio en 100 mL de agua a temperatura ambiente. Además de ser soluble en agua, como muchos compuestos iónicos, la sal disuelta también es un excelente conductor de electricidad. Este alto nivel de conductividad eléctrica siempre se observa cuando los compuestos iónicos se disuelven apreciablemente en agua.

Disociación ¿Por qué una solución salina conduce electricidad? Tu modelo del agua y sus interacciones explican por qué la sal y muchos otros compuestos iónicos se disuelven en ella y por qué las soluciones conducen electricidad.



■ **Figura 13.15** Cuando se añade agua a la sal de mesa, sus moléculas polares rodean a los iones sodio y cloro, y el compuesto iónico se disocia. Como las moléculas de agua son polares (tienen un extremo positivo y otro negativo), las atraen los iones sodio con carga positiva y los iones cloruro con carga negativa. Las moléculas de agua rodean a los dos tipos de iones.

Explica ***por qué las moléculas de agua son atraídas tanto a los iones positivos como a los iones negativos.***

Concepts in Motion

Interactive Figure Para ver una animación de disolución de compuestos, visita glencoe.com.

MiniLab 13.2

Agua dura y agua blanda

¿Cuánta espuma producen los diferentes tipos de agua cuando se mezclan con una solución jabonosa? Se dice que el agua es dura si tiene una concentración significativa de ciertos iones, como los iones calcio, Ca^{2+}, o magnesio, Mg^{2+}. El agua que tiene bajas concentraciones de iones calcio y magnesio o en la que estos iones se han reemplazado por iones sodio, Na^{+}, se conoce como agua blanda. El agua destilada sólo contiene gases disueltos y muy pocos iones. Prueba el agua dura, el agua blanda y el agua destilada con una solución de oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$). Esta solución precipitará los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} como oxalato de calcio (CaC_2O_4) y oxalato de magnesio (MgC_2O_4).

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todos los materiales que usarás.
2. Vierte aproximadamente 1 mL de **agua dura** en un **tubo de ensayo pequeño**, 1 mL de **agua blanda** en otro tubo y el mismo volumen de **agua destilada** en un tercer tubo.
3. Añade a cada una de las soluciones 2 gotas de **ácido acético 0.1*M*** y 2 gotas de **oxalato de sodio 0.1*M***. Tapa los tubos con tu dedo y agita para mezclar su contenido. Examina los tubos contra un fondo negro y anota tus observaciones.
4. Vierte cerca de 2 mL de agua dura en un **tubo de ensayo grande**, 2 mL de agua blanda en otro tubo grande y unos 2 mL de agua destilada en un tercer tubo grande.
5. Añade aproximadamente 1 mL de **solución jabonosa** a cada uno de los tres tubos.
6. Tapa cada tubo con tu dedo pulgar y agítalo de 10 a 15 veces sosteniéndolo con tu mano. Mide y anota la altura de la espuma en cada tubo.

Análisis

1. **Concluye** Si la prueba de dureza con el oxalato es negativa (es decir, si no se forma precipitado), ¿se confirma que no existen iones calcio o magnesio?
2. **Infiere** ¿Cómo influye la dureza del agua en la capacidad de hacer espuma de jabón?

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Recuerda que los sólidos iónicos están compuestos por una red tridimensional de iones positivos y negativos, los cuales forman enlaces iónicos fuertes. Observa de nuevo la **figura 13.15** para ver cómo se disuelve un cristal de cloruro de sodio (NaCl) en agua. El cloruro de sodio se disuelve en agua debido a las interacciones favorables entre los iones de los cuales está compuesto y las moléculas de agua polares.

El proceso por el que las partículas cargadas de un sólido iónico se separan entre sí se llama **disociación**. Puedes representar los procesos de solución y disociación en forma breve por medio de la siguiente ecuación:

$$NaCl(s) \xrightarrow{H_2O} Na^{+}(ac) + Cl^{-}(ac)$$

El agua disuelve muchas sustancias covalentes El agua no sólo es buena para disolver las sustancias iónicas, sino que también es un buen disolvente de muchos compuestos covalentes. La sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), comúnmente conocida como azúcar de mesa, es un ejemplo de una sustancia covalente que se disuelve en agua. Por ejemplo, cuando preparas limonada al mezclar polvo para limonada con agua, disuelves una gran cantidad de sacarosa en el agua. De hecho, es muy soluble, ya que se pueden disolver casi 200 g de azúcar en 100 mL de agua.

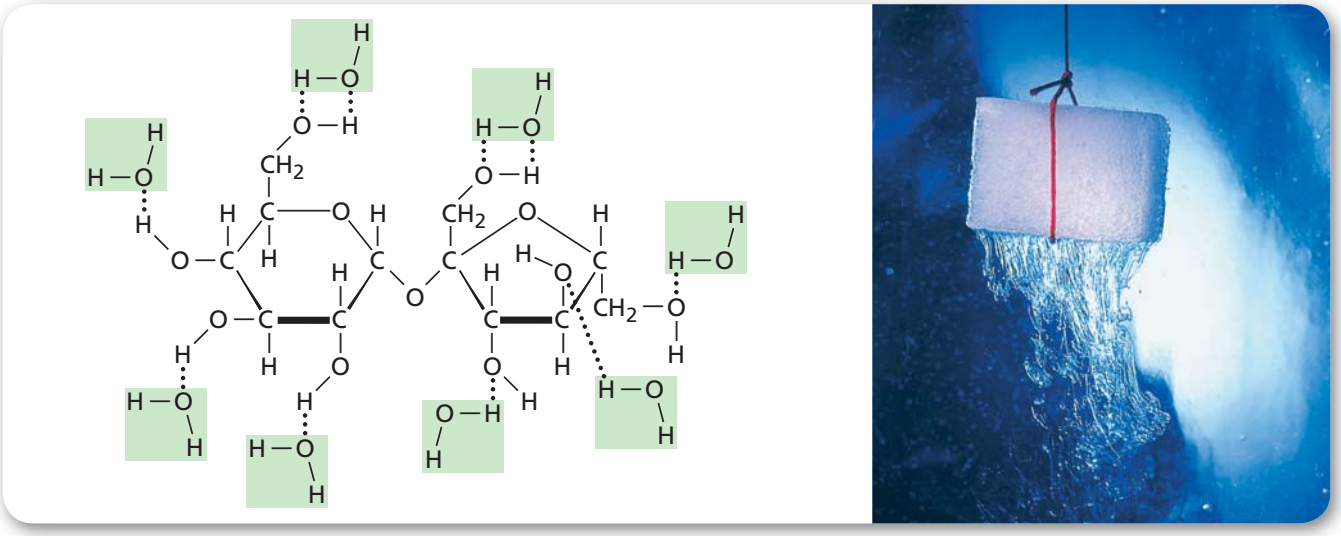


Figura 13.16 Las moléculas de sacarosa contienen ocho enlaces O–H y son polares. Las moléculas de agua forman puentes de hidrógeno con los enlaces O–H, lo cual convierte a la sacarosa en una solución.

La **figura 13.16** muestra la estructura molecular de una molécula de sacarosa. Observa que la estructura tiene varios enlaces O—H. Como ya sabes, si una molécula contiene enlaces O—H puede formar puentes de hidrógeno. Una de las razones por las que el azúcar es un sólido a temperatura ambiente es que sus moléculas tienen la capacidad de formar puentes de hidrógeno entre ellas. También pueden formar puentes de hidrógeno con el agua, por esta razón la sacarosa se disuelve tan rápido en el agua.

Moléculas contra iones en solución Tanto en la sacarosa covalente como en el cloruro de sodio iónico las fuerzas de atracción interpartícula entre el disolvente y las partículas del soluto vencen a las fuerzas de atracción que hay entre las partículas del soluto. Sin embargo, como la sacarosa es un compuesto covalente, sus moléculas sencillamente se separan por las moléculas de agua. No se disocian en moléculas de agua sino que permanecen como moléculas neutras, las cuales no pueden conducir la electricidad porque no tienen carga. Por consiguiente, una solución acuosa de sacarosa no conduce electricidad, como se muestra en la **figura 13.17**. La disolución del azúcar se representa con la siguiente ecuación simple.

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) \xrightarrow{H_2O} C_{12}H_{22}O_{11}(ac)$$

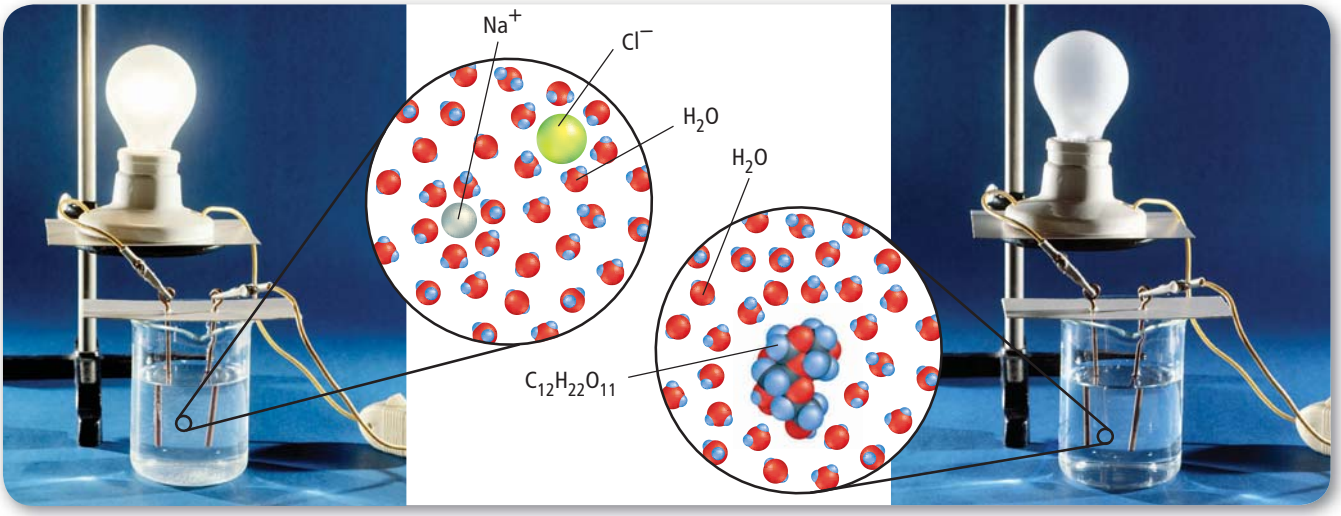


Figura 13.17 El cloruro de sodio (izquierda) conduce bien la electricidad porque es un electrolito. La sacarosa (derecha) no conduce electricidad porque no es un electrolito. Las moléculas de sacarosa no forman iones cuando se disuelven.

Lo semejante disuelve lo semejante Aunque el agua disuelve una inmensa variedad de sustancias iónicas y covalentes, no disuelve todo. "Lo semejante disuelve lo semejante" es una expresión muy común entre los científicos para predecir la solubilidad. Esta frase significa que la solución se produce cuando existen semejanzas entre el soluto y el disolvente.

Regresemos a los dos ejemplos de la disolución de la sal y el azúcar en agua. En el caso de la sal iónica, el agua es "semejante" a un compuesto iónico con carga en el sentido de que es polar, lo cual significa que tiene extremos parcialmente cargados. Las interacciones que pueden ocurrir entre las moléculas de agua, principalmente puentes de hidrógeno, son un tanto parecidas a las interacciones de los iones con el agua durante la disolución de la sal. Así, "lo semejante disuelve lo semejante". El agua es polar y tiende a disolver las sustancias iónicas.

En el caso del azúcar, el agua es como la sacarosa, ya que ambas sustancias están formadas por moléculas polares, con extremos parcialmente positivos y negativos. Las interacciones moleculares que se establecen entre las moléculas de sacarosa son como las interacciones moleculares entre las moléculas de agua. Nuevamente, lo semejante disuelve lo semejante. El agua es polar, tiene puentes de hidrógeno y tiende a disolver sustancias que son polares o que forman puentes de hidrógeno.

El aceite y el agua no se mezclan El aceite y el agua son el clásico ejemplo de dos sustancias que no se mezclan: no forman una solución. El aceite es una mezcla de compuestos covalentes no polares constituidos principalmente por carbono e hidrógeno. Dada la composición del aceite, no debe sorprenderte que el aceite no se disuelva en agua. Cuando añades aceite al agua, hay poca atracción interpartícula entre el soluto y el disolvente y la mezcla se inhibe. Como se muestra en la **figura 13.18**, aun después de agitar fuerte la mezcla, el agua y el aceite se separan rápidamente y forman dos capas. Sin embargo, dos aceites distintos, que son no polares, son lo bastante "semejantes" para permanecer mezclados.

Figura 13.18 **a)** Cuando se agita una botella que contiene una mezcla de aceite para bebé (incoloro) y agua (teñida de azul), el agua y el aceite parecen mezclarse al principio. **b)** Al reposar la mezcla, las sustancias se separan en dos capas. **c)** y **d)** Por el contrario, el aceite de oliva (de color dorado verdoso) y el aceite de girasol (casi incoloro) se mezclan rápidamente y permanecen así.

Química cotidiana

Jabones y detergentes

¿Alguna vez te ha sucedido que un pedazo de pizza resbalosa deje una mancha de grasa en tus pantalones favoritos? Echas agua a la mancha, pero el agua simplemente se escurre. Estás aprendiendo la lección de que el agua y el aceite no se mezclan, a menos que añadas jabón. Normalmente el aceite es insoluble en agua, pero las moléculas de jabón logran lo que parecía imposible: mezclar el agua con el aceite.

Fabricación del jabón Aunque casi todas las personas usan jabón para el baño y otros detergentes para lavar la ropa, hay semejanzas importantes entre los dos.

La gente pudo haber aprendido a hacer jabón por vez primera cuando cayeron cenizas en una olla de grasa hirviente. Pronto se encontraron los usos del suave gel blanco que flotaba encima de la mezcla. Las cenizas sustituyeron a la lejía, que es una base fuerte como hidróxido de sodio o de potasio. Cuando las grasas o los aceites reaccionan con la lejía, los productos finales que se forman son jabones —casi siempre estearato de sodio— y glicerina. Analiza la fórmula química del estearato de sodio.

$$CH_3—(CH_2)_{16}—COO^-Na^+$$

Un grupo iónico carboxilo con carga negativa (—COO^-) está unido a un ion sodio positivo (Na^+) y a una larga cadena de grupos —CH_2—.

Igual que los jabones, los detergentes tienen moléculas con un extremo polar y un extremo no polar. Por lo general, los detergentes contienen sulfonatos, que tienen grupos —SO_3 unidos a una cadena o a un anillo de carbonos. Los detergentes comunes son las sales de sodio de estos sulfonatos, y sus moléculas tienen grupo —SO_3^- en un extremo en lugar del grupo —COO^- característico de los jabones.

Los jabones forman un precipitado grumoso en presencia de los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} que contiene el agua dura. Los detergentes, por otra parte, forman sales solubles de sulfonato en presencia de estos iones. Esto hace que los detergentes sean más eficaces que los jabones con el agua dura.

Figura 1 El jabón y los detergentes se usan para limpiar todo lo que hay en tu hogar.

Cómo funcionan los jabones y los detergentes Una molécula de jabón tiene dos partes muy diferentes: un extremo es hidrofílico, atraído por el agua, y el otro es hidrofóbico, repelido por ésta. La parte hidrofóbica de la molécula de jabón consta de una larga cadena hidrocarbonada con una estructura semejante a la del aceite y, por consiguiente, es soluble en él.

Las cadenas hidrocarbonadas de los jabones son atraídas por las partículas de grasa y polvo. Esa parte de la molécula de jabón forma una capa protectora alrededor del material grasoso. El extremo hidrofílico de la molécula de jabón (el extremo —COONa) es atraído por las moléculas polares del agua. Esto hace que la molécula completa de jabón, junto con el material grasoso, vayan hacia el agua de lavado. El complejo aceite-jabón queda suspendido en el agua y se lava. Debido a estas fuerzas de atracción, los jabones y detergentes mostrados en la **figura 1** son eficaces para lavar.

Explorando más

1. **Aplica** ¿En qué ayuda tallar y frotar la ropa con jabón para quitar las manchas de grasa?
2. **Infiere** Algunos pueblos de civilizaciones antiguas, como los egipcios y los romanos, se lavaban frotándose con aceite que después retiraban. Compara la eficacia de este método con el que usamos ahora.

QUIMILAB PEQUEÑA ESCALA

IDENTIFICACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Antecedentes

En una solución acuosa, los compuestos iónicos se disocian por completo en iones. Por ejemplo, una solución acuosa de nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$, contiene iones Ba^{2+} y NO_3^-. Al mezclar soluciones acuosas de compuestos iónicos, algunos iones pueden reaccionar y formar un producto insoluble llamado precipitado. Por ejemplo, si se mezclan soluciones acuosas de nitrato de bario y sulfato de sodio, el sulfato de bario insoluble, $BaSO_4$, producirá un precipitado blanco.

$$Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow 2NaNO_3(ac) + BaSO_4(s)$$

En este laboratorio de química vas a trabajar con soluciones acuosas de seis compuestos iónicos desconocidos. Al examinar las soluciones y sus interacciones, podrás identificar a los compuestos.

Pregunta

¿Cuál es la composición de seis soluciones acuosas desconocidas?

Objetivos

- **Observar** las interacciones de las soluciones acuosas de seis compuestos.
- **Interpretar** los resultados y utilizarlos para identificar las soluciones.

Preparación

Materiales

Una placa pequeña de 96 orificios
10 mL de soluciones 0.1*M* de carbonato de sodio, yoduro de sodio, sulfato de cobre(II), nitrato de cobre(II), nitrato de plomo(II) y nitrato de bario, identificadas solamente por las letras A a la F
6 puntas para micropipeta, rotuladas de la A a la F
15 palillos de dientes
un frasco para lavar con agua destilada

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Algunas de las soluciones son tóxicas.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todos los materiales que utilizarás.
2. Consigue una placa de 96 orificios. Para hacer todas las combinaciones de las soluciones, utiliza solamente 15 orificios de la esquina superior derecha de la placa.
3. Utiliza puntas para micropipeta, identificadas de forma apropiada para cada solución, y coloca tres gotas de la solución A en cada uno de cinco orificios de la primera fila horizontal, tres gotas de la B en cada uno de cuatro orificios de la segunda fila, tres gotas de la C en cada uno de tres orificios de la tercera fila, tres gotas de la D en cada uno de dos orificios de la cuarta fila y tres gotas de la solución E en un orificio de la quinta fila. La primera letra de cada cuadro de la tabla Datos y observaciones señala esta distribución.
4. Para las segundas adiciones, utiliza las puntas apropiadas y añade tres gotas de las soluciones a los mismos orificios con el fin de lograr las combinaciones que se muestran en la tabla Datos y observaciones. Después debes añadir tres gotas de la solución B en un solo orificio de la primera columna, tres gotas de C en dos orificios de la segunda columna, y así sucesivamente hasta la quinta columna, en la que debes añadir tres gotas de la solución F. Ahora tienes en los orificios todas las combinaciones posibles de pares de soluciones.
5. Agita las soluciones que pusiste en cada orificio con un palillo limpio en cada una.
6. Coloca la placa sobre una superficie blanca y revisa cada orificio para detectar la presencia de un precipitado. Una nubosidad indica que hay un precipitado suspendido. Repite el procedimiento sobre una superficie oscura. Anota en tu tabla de datos los colores de los precipitados. Si no se formó ningún precipitado, escribe NR, es decir, "no reaccionó".

Analyze and Conclude

Datos y observaciones

Tabla de datos				
Combinaciones				
A + B	A + C	A + D	A + E	A + F
	B + C	B + D	B + E	B + F
		C + D	C + E	C + F
			D + E	D + F
				E + F

Análisis y conclusiones

1. **Construye un modelo** Escribe las ecuaciones balanceadas de las 15 reacciones de doble sustitución posibles, no importa si se produjeron o no. Señala los dos posibles productos de cada caso. Si los dos productos son iguales a los dos reactivos, puedes descartar la posibilidad de reacción y escribir NR (no reaccionó) adelante de la ecuación.
2. **Clasifica** Investiga en un manual de química los colores de los productos y si son solubles o insolubles en agua.
3. **Saca conclusiones** Identifica las seis soluciones al relacionar tus datos y observaciones con los colores y las interacciones que se esperan. Supón que el color de una solución acuosa es el mismo que el del soluto correspondiente, excepto para las soluciones de los compuestos blancos, que son incoloras.

Aplicación y evaluación

1. **Explica,** en términos generales, el razonamiento que seguiste durante el proceso de identificación de las soluciones.

CONTINÚA INDAGANDO

Infiere ¿Qué métodos podrías haber usado para identificar las soluciones?

NOTICIAS de la materia

El Mar Muerto, en Israel, recibe agua de varios afluentes, pero no tiene salidas. En lugar de ello, el agua del mar se evapora, con lo cual las sales se concentran. El Mar Muerto tiene una salinidad de 25 por ciento, en comparación con sólo 5 por ciento del agua de los océanos, y está saturada de sal. La sal hace que el agua sea inhabitable para los peces, y es tan saturada que es casi imposible sumergirse en ella.

Concentración de una solución

Imagina que alguien te entrega una botella para que te laves las manos y te dice: "Es una solución acuosa de amoniaco." Sabrías que contiene amoniaco disuelto en agua, pero no sabrías cuánto. En otras palabras, no podrías saber la concentración de esa solución; es decir, la cantidad relativa de soluto y disolvente.

Concentrado contra diluido Si prepararas un té, podrías elegir la concentración aproximada según tu gusto particular. Si te gusta el té fuerte, harías lo que un químico llamaría una solución concentrada de té: pones en el agua una cantidad relativamente grande de hojas de té para que la concentración sea alta. Por otra parte, si te gusta el té ligero, un químico diría que esta mezcla es una solución diluida: una cantidad relativamente pequeña de té se disuelve en agua, por lo que la concentración es baja. La **figura 13.19** ilustra esta terminología. Los químicos nunca aplican los términos *fuerte* y *débil* para describir la concentración de las soluciones. Como verás en el capítulo siguiente, estos términos se utilizan en química para describir el comportamiento químico de los ácidos y las bases. Los términos que aquí utilizamos son *concentrado* y *diluido*.

Saturado contra no saturado Otra forma de indicar la composición de una solución se refiere a la cantidad de soluto con respecto a la máxima cantidad que podría disolverse. Se dice que una solución es **no saturada** cuando la cantidad de soluto disuelto es menor que la cantidad máxima que se puede disolver. Los océanos son ejemplos de soluciones no saturadas de agua salada, y podrían admitir una mayor concentración de sal de la que ahora tienen. La máxima concentración de sal en agua, aproximadamente a 20°C, es de unos 36 g de sal disuelta por cada 100 g de solución, o 36 por ciento en masa. Tal solución, que en las condiciones dadas soporta la máxima cantidad de soluto por cantidad de solución, se llama **solución saturada**.

■ **Figura 13.19** Si tu té es fuerte, está concentrado. Si te gusta el té ligero, prefieres una solución diluida.

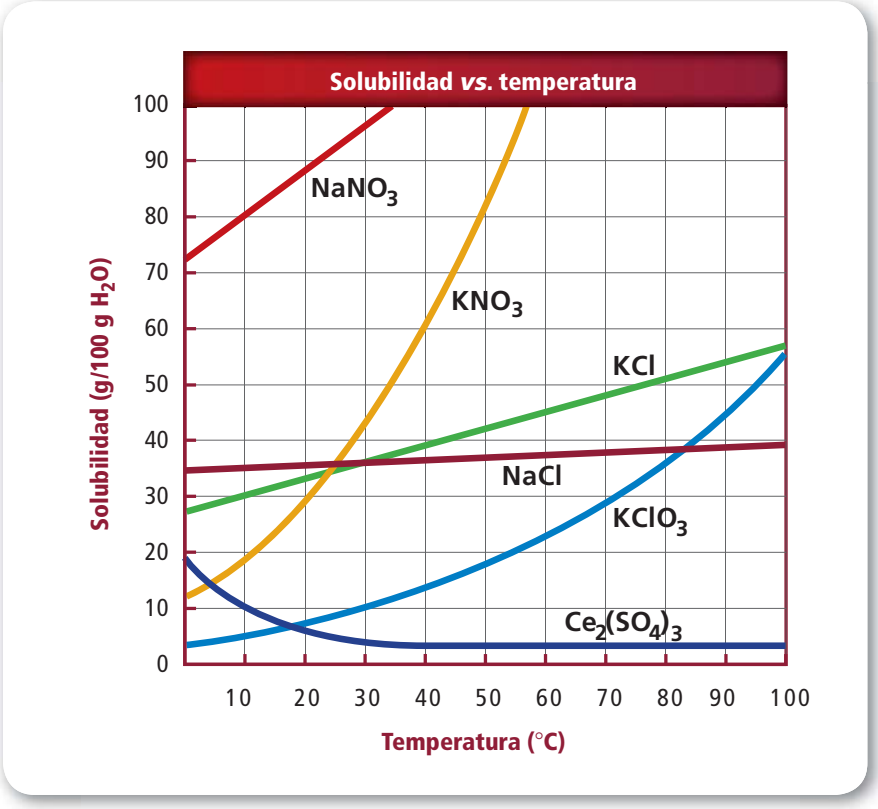
Soluciones sobresaturadas Un tercer tipo de solución, que es muy interesante, es la llamada **solución sobresaturada**. Estas soluciones contienen más soluto que el máximo habitual y son inestables, ya que no pueden soportar permanentemente el exceso de soluto en la solución y pueden liberarlo repentinamente. Las soluciones sobresaturadas, como podrás imaginar, se deben preparar cuidadosamente. Casi siempre se hacen disolviendo el soluto en disolvente a una temperatura elevada, ya que por lo común las sustancias suelen ser más solubles en caliente que a temperatura ambiente, y después se enfrían lentamente. La preparación de chocolate fundido requiere una solución sobresaturada, como se muestra en la **figura 13.20**.

Efecto de la temperatura sobre la solubilidad

Como te diste cuenta en la preparación de chocolate fundido, la solubilidad del azúcar se incrementa a medida que la temperatura aumenta. Más y más soluto se disuelve a temperaturas cada vez más altas. La temperatura tiene un efecto importante sobre la solubilidad de la mayoría de los solutos. Como regla general, la solubilidad de la mayoría de los solutos sólidos aumenta con el aumento de la temperatura. Como aprenderás más tarde en esta sección, la solubilidad de los gases siempre disminuye cuando la temperatura aumenta.

La **figura 13.21** muestra cómo cambia la solubilidad de seis diferentes solutos debido a la temperatura. Observa que cada soluto se comporta de manera distinta por efecto de la temperatura. La solubilidad de algunos solutos como el nitrato de sodio y el nitrato de potasio aumenta bruscamente con el incremento de la temperatura. Observa el pronunciado ascenso de las curvas de solubilidad de estos dos solutos en la figura. La solubilidad de otros solutos, como el NaCl y el KCl, sólo aumenta ligeramente al elevar la temperatura. Algunas sustancias, como el sulfato de cerio(III), $Ce_2(SO_4)_3$, presentan menor solubilidad al aumentar la temperatura.

■ **Figura 13.20** Para fundir el chocolate, debes calentar una mezcla muy concentrada de azúcar, chocolate y leche, a una temperatura bastante alta para obtener una solución sobresaturada de azúcar. Después, debes enfriar lentamente la mezcla agitando mucho. Si lo haces todo bien, el chocolate quedará suave y cremoso porque el azúcar se solidificará como cristales pequeños.



■ **Figura 13.21** La cantidad de soluto necesario para obtener una solución saturada en agua depende de la temperatura, como lo muestra esta gráfica. La mayoría de los solutos aumentan su solubilidad cuando la temperatura se eleva.

Interpreta *¿Cuál es la solubilidad del NaCl a 80°C?*

Calor de solución Como puedes ver, el calor tiene un papel importante en la solubilidad. El calor absorbido o liberado en un proceso de disolución se denomina **calor de disolución**. Para la mayoría de los solutos, el proceso de disolución en un disolvente es un proceso endotérmico. Por ejemplo, la disolución del nitrato de amonio es endotérmica. Puedes escribir la ecuación para el proceso, al incluir el término de calor, de la siguiente manera:

$$NH_4NO_3(s) + \text{calor} \xrightarrow{H_2O} NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

Observa que en un proceso endotérmico el calor se escribe como si fuera un reactivo más, porque debe añadirse a las sustancias que formarán los productos. Para aumentar la solubilidad del NH_4NO_3 se añade más calor, con lo cual aumenta la temperatura y esto obliga al proceso a formar más iones disueltos en agua. Al trabajar con un soluto que se disuelve por medio de un proceso endotérmico, notarás que la mezcla se enfría a medida que el soluto se disuelve. El calor que requiere el proceso se toma del disolvente, la solución se enfría conforme este calor de la solución se absorbe.

La disolución de algunos solutos es un proceso exotérmico. Para estos solutos el proceso de disolución libera calor. El cloruro de calcio, $CaCl_2$, es un buen ejemplo de este tipo de solutos. Observa que en la ecuación del proceso de disolución el término calor aparece al lado de los productos de la reacción.

$$CaCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) + \text{calor}$$

En las compresas frías y calientes que se aplican en las lesiones deportivas, como en la **figura 13.22**, se utilizan solutos cuyos procesos de disolución son considerablemente exotérmicos o endotérmicos. Por consiguiente, los solutos tienen calores de disolución grandes.

Molaridad Imagina que trabajas en el laboratorio de la farmacia de un hospital y debes preparar una solución salina que tenga la concentración de sal que muestra la sangre de un paciente. Necesitas medir las cosas con mucho cuidado. La sangre es una solución salina diluida, pero el término *diluida* sólo da información cualitativa. En este caso, necesitas una unidad de concentración cuantitativa.

■ **Figura 13.22** Cuando las compresas frías o calientes para lesiones deportivas se activan, los solutos se disuelven en agua. En el caso de una compresa caliente, el soluto se disuelve exotérmicamente; y cuando la compresa es fría, el soluto se disuelve mediante un proceso endotérmico. Las compresas calientes por lo general utilizan cloruro de calcio, $CaCl_2$, y las frías utilizan nitrato de amonio, NH_4NO_3.

Las unidades de concentración son muy variadas. Expresan una proporción entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución o de disolvente. Para las aplicaciones químicas, el término molaridad de la concentración es el más útil. La molaridad se define como el número de moles de soluto por litro de solución.

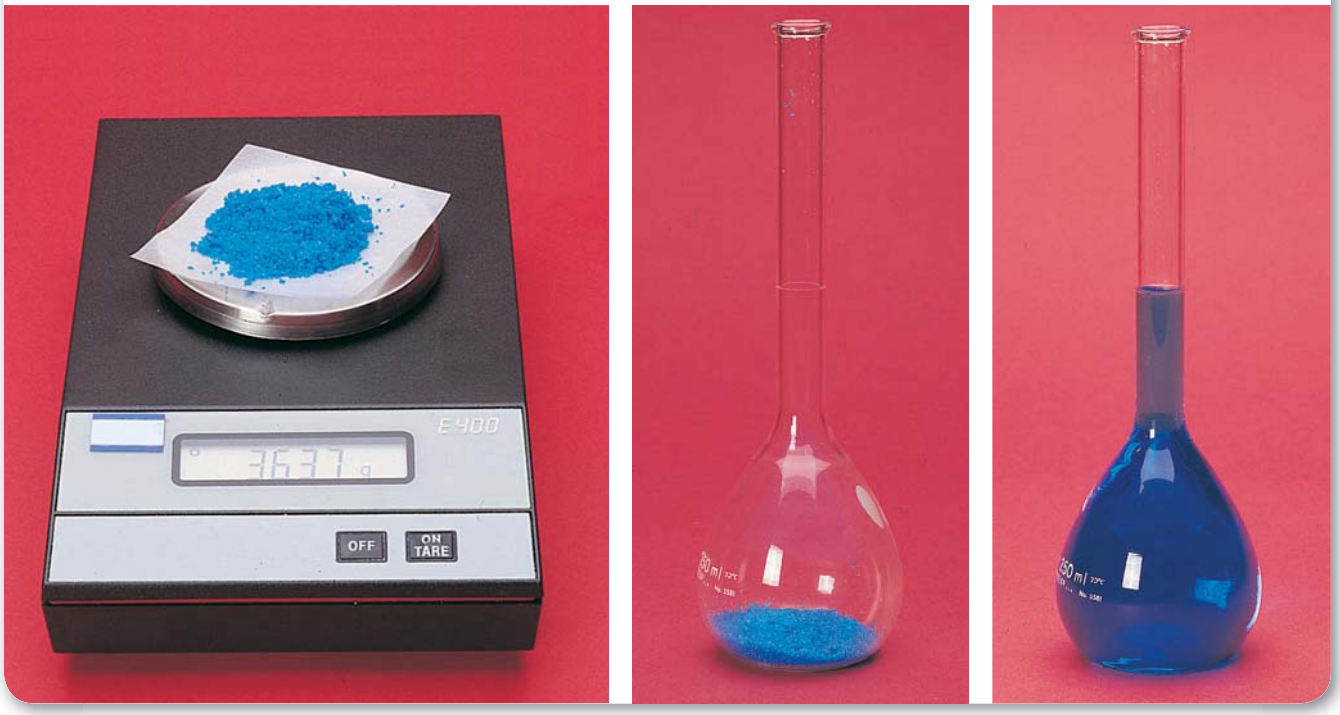
$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Observa que el volumen es el volumen total de la solución que se obtiene, no únicamente el volumen del disolvente. Imagina que necesitas 1.0 L de la solución salina mencionada en la página anterior. Para que la solución salina tenga la misma concentración de sal que la sangre del paciente, debe tener una concentración de 0.15 moles de cloruro de sodio por litro de disolución. En otras palabras, debe tener una molaridad de 0.15. Para abreviar, te puedes referir a la solución como NaCl 0.15*M*; donde *M* significa "moles/litro" y representa la palabra *molar*. Entonces, necesitas 1.0 L de una solución 0.15 molar de NaCl. ¿Cómo vas a prepararla?

Preparación de la solución Para hacer una solución acuosa, necesitas conocer tres cosas para trabajar con cantidades: la concentración, la cantidad de soluto y el volumen total de la solución requerida. La **figura 13.23** ilustra con más detalle los pasos generales para hacer soluciones utilizando el equipo que está disponible en los laboratorios en los que se preparan soluciones con cantidades conocidas. Para determinar la cantidad de soluto que necesitas para preparar una solución o para determinar la molaridad de una solución que has preparado, revisa los problemas de ejemplo siguientes.

■ **Figura 13.23** La preparación de soluciones es una parte importante del trabajo de laboratorio. En el paso 1 se mide la masa del soluto. En el 2 se transfiere el soluto a un matraz volumétrico, que admite un volumen conocido. En el paso 3 se añade suficiente agua para disolver el soluto y después se añade más agua hasta que la solución tenga el volumen indicado por la marca de aforo en el matraz.

Infiere ***En la preparación de esta solución ¿por qué no se podría sencillamente verter agua hasta la marca de aforo del matraz y añadir luego el soluto?***



Sugerencia para resolver el problema

Recuerda que un factor de conversión es cualquier relación que compara dos unidades distintas.

EJEMPLO Problema 13.1

Preparación de un volumen diferente de una solución de glucosa

¿Como prepararías 5.0 L de una solución 1.5*M* de glucosa, $C_6H_{12}O_6$?

1 Análisis

- Primero determina el número de gramos de glucosa que debes añadir en un recipiente de 5.0 L. La solución 1.5*M* debe contener 1.5 moles de glucosa por litro de solución.

2 Procedimiento

- Necesitas usar la molaridad de la solución (1.5 moles de glucosa/L de solución) como factor de conversión para cambiar de litros de solución a moles de glucosa. Después utiliza la masa molar de la glucosa como otro factor de conversión para cambiar de moles a gramos de glucosa. Para encontrar la masa molar de la glucosa, suma las masas atómicas de 6 C, 12 H y 6 O, y aplica la unidad gramos/mol a la suma. El resultado es 180 g/mol.

3 Solución

- El orden adecuado de los factores de conversión se muestra a continuación.

$$\left(\frac{5.0\text{ L de solución}}{}\right)\left(\frac{1.5\text{ moles de glucosa}}{1\text{ L de solución}}\right)\left(\frac{180\text{ g de glucosa}}{1\text{ mol de glucosa}}\right)$$

A continuación cancela los términos semejantes y calcula la respuesta.

$$\left(\frac{5.0\ \cancel{\text{L de solución}}}{}\right)\left(\frac{1.5\text{ m}\cancel{\text{oles de glucosa}}}{1\ \cancel{\text{L de solución}}}\right)\left(\frac{180\text{ g de glucosa}}{1\ \cancel{\text{mol de glucosa}}}\right) = 1\,400\text{ g de glucosa}$$

Para preparar 5.0 L de solución 1.5*M* de glucosa, pesa 1 400 g de glucosa y añádela a un recipiente de 5.0 L. Luego, añade suficiente agua para disolver la glucosa. Por último, llena con agua hasta la marca 5.0 L.

4 Comprobación

- Revisa los cálculos para asegurar que todas las unidades se hayan cancelado correctamente y que al repetir el cálculo se obtenga el mismo resultado.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 863

7. ¿Cómo prepararías 1.00 L de una solución 0.400*M* de sulfato de cobre(II), $CuSO_4$?

8. ¿Cómo prepararías 2.50 L de una solución 0.800*M* de nitrato de potasio, KNO_3?

9. ¿Qué masa de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, se debe disolver para preparar 460 mL de una solución 1.10*M*?

10. ¿Qué masa de cloruro de litio, LiCl, debe disolverse para preparar una solución 0.194*M* que tenga un volumen de 1.00 L?

11. Completa la **tabla 13.4**, para ello determina la masa de soluto necesaria para preparar las soluciones indicadas.

Tabla 13.4 Preparación de soluciones

Solución	Volumen	Masa de solución
0.1*M* $CaCl_2$	1.0 L	
0.20*M* $CaCl_2$	500.0 mL	
3.0*M* NaOH	250 mL	

EJEMPLO Problema 13.2

Cálculo de molaridad Pon en un recipiente 32.0 g de cloruro de potasio y suficiente agua para llevar el volumen de la solución total a 955 mL. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?

1 Análisis

- Tienes toda la información que necesitas para preparar esta solución. Conoces el soluto, la masa y el volumen total de la solución en milímetros. Ahora necesitas conocer su molaridad (moles de KCl/L).

2 Procedimiento

- Dado que hay 32.0 g de soluto por 955 mL de solución, esta relación se puede expresar como una fracción, con el volumen en el denominador. Por tanto, la parte inicial del cálculo es:

$$\frac{32.0 \text{ g de KCl}}{955 \text{ mL de solución}}$$

Comprueba que la masa molar de KCl es 74.6 g/mol sumando las masas atómicas de K y Cl y aplica la unidad gramos/mol a la suma. El factor de conversión que debe usarse para convertir gramos de KCl a moles es 1 mol de KCl/74.6 g de KCl.

$$\left(\frac{32.0 \text{ g de KCl}}{955 \text{ mL de solución}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol de KCl}}{74.6 \text{ g de KCl}}\right)$$

Después, para convertir mililitros en litros, y dado que hay 1 000 mL de solución/L de solución, utiliza este factor de conversión en el procedimiento.

$$\left(\frac{32.0 \text{ g de KCl}}{955 \text{ mL de solución}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol de KCl}}{74.6 \text{ g de KCl}}\right)\left(\frac{1\,000 \text{ mL de solución}}{1 \text{ L de solución}}\right)$$

3 Solución

- Cancela las unidades y efectúa los cálculos con el procedimiento recién desarrollado.

$$\left(\frac{32.0 \text{ g de KCl}}{955 \text{ mL de solución}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol de KCl}}{74.6 \text{ g de KCl}}\right)\left(\frac{1\,000 \text{ mL de solución}}{1 \text{ L de solución}}\right)$$

$= 0.449$ mol de KCl/L de solución

$= 0.449M$ de KCl

4 Comprobación

- Verifica que todas las unidades se usaron correctamente y que los cálculos se pueden repetir con el mismo resultado. Todo el procedimiento y los cálculos parecen correctos.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 864

12. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 14 g de sulfato de sodio, Na_2SO_4, disueltos en 1.6 L de solución?

13. Calcula la molaridad de una solución, si su volumen es de 820 mL y contiene 7.4 g de cloruro de amonio, NH_4Cl.

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre el cálculo de la molaridad, visita glencoe.com.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más con la molaridad, intenta resolver los problemas adicionales de la página 827.

Figura 13.24 Las partículas de soluto interfieren con las fuerzas de atracción entre las partículas de solvente, impidiendo que el solvente se convierta en un sólido en su punto de congelación normal. Arrojar sal sobre una acera o carretera cubierta de hielo es una de las aplicaciones más comunes de esta propiedad, llamada depresión del punto de congelamiento.

Propiedades y aplicaciones de las soluciones

¿Tienen algo en común arrojar sal sobre una acera cubierta de hielo, como muestra la **figura 13.24**, y añadir refrigerante al radiador de un automóvil? Ambas tareas se relacionan con un grupo de propiedades útiles e interesantes de las soluciones que dependen solamente de la concentración de las partículas de soluto. Estas propiedades son la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición.

Depresión del punto de congelación Una solución siempre tiene menor punto de congelación que el disolvente puro correspondiente. Si sólo estás interesado en las soluciones acuosas, esto significa que cualquier solución acuosa tendrá un punto de congelación menor de 0°C. La magnitud de la depresión del punto de congelación con referencia a 0°C sólo depende de la concentración del soluto. La identidad de las partículas de soluto, por ejemplo, si son iones sodio (Na^+), iones sulfato (SO_4^{2-}) o moléculas de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), no importa. Todo lo que importa es el número de partículas en el volumen de solvente dado.

Tal vez has observado la depresión del punto de congelación al arrojar sal en las aceras cubiertas de hielo durante el invierno. La sal con que se cubren las aceras hace que el hielo desorganice los cristales de hielo muy bien organizados. La sal se disuelve en el agua del hielo y forma una solución que tiene un punto de congelación menor que el del agua pura, como se ilustra en la **figura 13.25**. La preparación de helado en casa es una segunda aplicación de la depresión del punto de congelación. Para que adquiera la consistencia apropiada, el helado necesita mezclarse a temperaturas más bajas que el punto de congelación del agua. Al empacar una mezcla de agua, hielo y sal alrededor del recipiente donde se prepara la mezcla se obtiene la temperatura requerida.

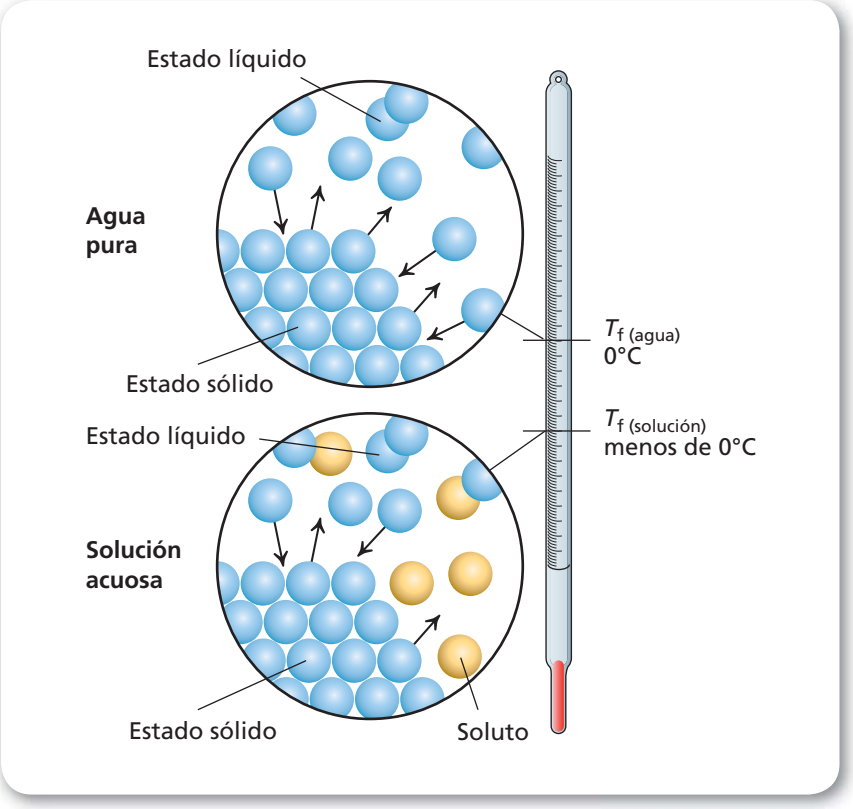


Figura 13.25 Un soluto perturba el gran nivel de organización que se necesita para que el agua se conserve en estado sólido. Por tanto, el punto de congelación de la solución es menor que el punto de congelación del agua pura.

Infiere ***¿Cómo varía el punto de congelación cuando la cantidad de partículas de soluto varía?***

■ **Figura 13.26** La depresión del punto de congelación tiene algunos usos prácticos, como en el deshielo de los aviones, donde se utiliza etilén glicol como soluto.

Punto de congelación y número de partículas Un mol de soluto iónico produce una mayor depresión del punto de congelación que un mol de soluto covalente porque se disocia en iones. Así, un mol de NaCl iónico produce dos moles de partículas de soluto, y por consiguiente su interferencia en el proceso de congelación es dos veces el efecto que se espera de 1 mol de sacarosa. Asimismo, 1 mol de $CaCl_2$ triplica el efecto de 1 mol de sacarosa, porque cada unidad fórmula de $CaCl_2$ se disocia en tres iones: uno de Ca^{2+} y dos de Cl^-. La **figura 13.26** muestra otro ejemplo de la aplicación de la depresión del punto de congelación.

Elevación del punto de ebullición Acabas de aprender que el punto de congelación de una solución es menor que el del disolvente puro. Resulta ser que el punto de ebullición de una solución es mayor que el del disolvente puro. Para las soluciones acuosas, esto quiere decir que el punto de ebullición de la solución será mayor a 100°C, suponiendo una presión atmosférica estándar. El soluto también debe ser no volátil, es decir, no debe evaporarse fácilmente. Por ejemplo, si añades una cantidad suficiente de sal al agua cuando cocinas espagueti, como muestra la **figura 13.27**, la temperatura del agua en ebullición será mayor que 100°C y el espagueti se cocinará más rápido.

Las partículas de soluto afectan el punto de ebullición porque ocupan espacio en la superficie donde hacen contacto el solvente líquido y la atmósfera gaseosa, lo cual interfiere con la capacidad de las partículas del disolvente para escapar del estado líquido. Las partículas de soluto reducen la presión de vapor del disolvente, de modo que se necesita una temperatura mayor para que la presión de vapor se iguale con la presión atmosférica y se produzca la ebullición. De manera parecida a la tendencia para la depresión del punto de congelación, cuanto mayor sea la concentración del soluto, mayor será la elevación del punto de ebullición.

■ **Figura 13.27** Cuando se añade sal al agua, el punto de ebullición se eleva. Esto significa que la temperatura del agua en ebullición será mayor y el espagueti se cocinará más rápido.

Química cotidiana

Anticongelantes

En 1885, el alemán Karl Benz inventó y patentó el primer radiador para automóvil. Esto fue un gran cambio si se compara con el simple enfriamiento del motor por evaporación, en el que se eliminaban 4 L de agua por hora y había que reponerla continuamente. Un radiador podía hacer recircular el agua utilizada para enfriar el motor. Después de que el agua enfriada con aire eliminaba el calor generado por la combustión del combustible en el motor, regresaba al radiador para volver a enfriarse.

Cómo funcionan los refrigerantes químicos El primer uso de un refrigerante químico para motores, el etilén glicol, se implantó en Inglaterra, en 1916, para aumentar la eficiencia de los motores de los aviones militares.

El etilén glicol, $C_2H_4(OH)_2$, sigue siendo el principal componente de la mayoría de los anticongelantes para automóviles que se usa en Estados Unidos. Cuando se añade al agua, la solución que se forma tiene un punto de ebullición mayor, lo cual evita que el agua del radiador hierva, como ocurriría sin el anticongelante. Recuerda que el punto de ebullición de una sustancia es la temperatura a la cual se iguala la presión de vapor de la fase líquida con la presión atmosférica. La presencia de un soluto excluye parte de las moléculas de agua en la superficie de la solución, lo que reduce el número de moléculas de agua que pueden escapar como vapor de agua. Como consecuencia, la solución tiene menor presión de vapor que el agua pura. Si la presión de vapor del líquido del radiador se reduce, se necesita más energía cinética para llevarla al mismo nivel que la presión atmosférica. Esto hace que el punto de ebullición de la solución sea más alto que el del agua.

Etilén glicol como anticongelante El proceso de añadir un soluto al agua también disminuye la temperatura con la que el agua se congela. Los grados de temperatura en los que el punto de congelación desciende son proporcionales al número de partículas de soluto disueltas en el agua. Cualquier soluto añadido al agua disminuye su punto de congelación. Una solución con un punto de congelación bajo, como la del etilén glicol de un radiador de automóvil mostrada en la **figura 1**, es menos susceptible de congelarse en el invierno.

Propiedades de un buen refrigerante para motores Además de elevar el punto de ebullición y disminuir el punto de congelación, un buen refrigerante no debe oxidar el material del radiador ni la bomba. Con los años, los cambios en los materiales y los diseños han causado problemas por la corrosión de las partes metálicas que están en contacto con los refrigerantes. Para resolver este problema se añaden compuestos al refrigerante que inhiban la corrosión o se cambian los materiales.

Un buen refrigerante también debe poder desecharse fácilmente. El etilén glicol es biodegradable. Sin embargo, es tóxico para los mamíferos si se ingiere. Tiene olor y sabor dulce, lo cual parece agradar a los animales y a veces a los niños. Se debe tener cuidado al desechar estos químicos mientras no se encuentre un producto más seguro.

Figura 1 Los tintes verdes, azul o rojo facilitan la identificación del tipo de anticongelante.

Explorando más

1. **Adquiere información** Investiga cómo se prepara el helado en casa. Relaciona la información reunida con el uso de un anticongelante para automóvil durante el invierno.
2. **Aplicaciones** Si un anticongelante toma un aspecto oscuro, viscoso, espeso u oxidado, ¿qué podría indicar?

Ósmosis ¿Has visto que en los supermercados rocían agua sobre las verduras? Éstas absorben parte del agua y se vuelven rozagantes, crujientes y más frescas. El agua puede penetrar porque las membranas celulares de la superficie de las verduras son selectivamente permeables, es decir, dejan pasar ciertos materiales, como el agua.

Como recordarás del capítulo 10, las moléculas de gas tienden a difundirse de una zona más concentrada a una de menor concentración. Las partículas en un líquido tienen una tendencia semejante a moverse. En el caso de las verduras, el agua que contienen normalmente tiene solutos, como azúcares y sales. Es por estos solutos que hay menos agua por unidad de volumen que en el agua pura. Cuando las verduras se rocían con agua pura, ésta tenderá a difundirse hacia su interior, es decir, a pasar de una zona de mayor concentración a una de menor concentración. Este flujo de moléculas de solvente, a través de una membrana semipermeable, impulsado por la diferencia de concentraciones se conoce como **ósmosis**.

La **figura 13.28** muestra un sistema que ilustra la ósmosis. El agua pura está del lado izquierdo de una membrana selectivamente permeable, mientras que del lado derecho hay una solución acuosa de sacarosa. La membrana deja pasar moléculas de agua, pero no de sacarosa.

VOCABULARIO

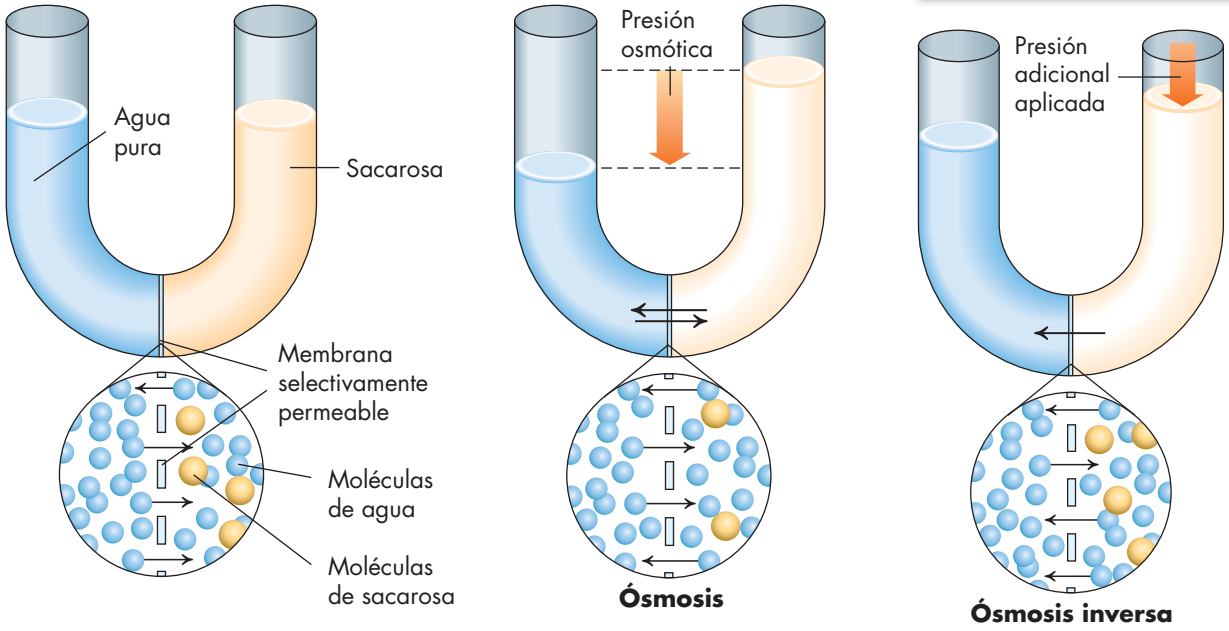
ORIGEN DE LA PALABRA

Ósmosis
proviene de la palabra griega *osmos,* que significa *impulso* y la palabra griega *othein* que significa *empujar*.

■ **Figura 13.28** Observa lo que sucede al separar agua pura y una solución de sacarosa con una membrana selectivamente permeable.

Concepts in Motion

Interactive Figure Para ver una animación sobre ósmosis, visita glencoe.com.



Cuando la ósmosis comienza, las moléculas de agua se difunden más rápidamente desde el agua pura hacia la solución de sacarosa que desde esta solución hacia el agua. Como resultado, la solución de sacarosa gana agua, se diluye más y aumenta de volumen.

El incremento en el nivel de la solución de sacarosa ejerce una presión que se opone a la difusión de las moléculas de agua de izquierda a derecha. En cierto momento, la presión se hace tan grande que la difusión de agua en ambas direcciones es la misma.

Añadir una presión adicional del lado donde está la solución de sacarosa puede ocasionar que el agua se difunda en dirección opuesta y provoque la salida de agua de la solución. Este proceso, conocido como ósmosis inversa, puede usarse para purificar agua, como se explica en la sección Cómo funciona.

CÓMO FUNCIONA

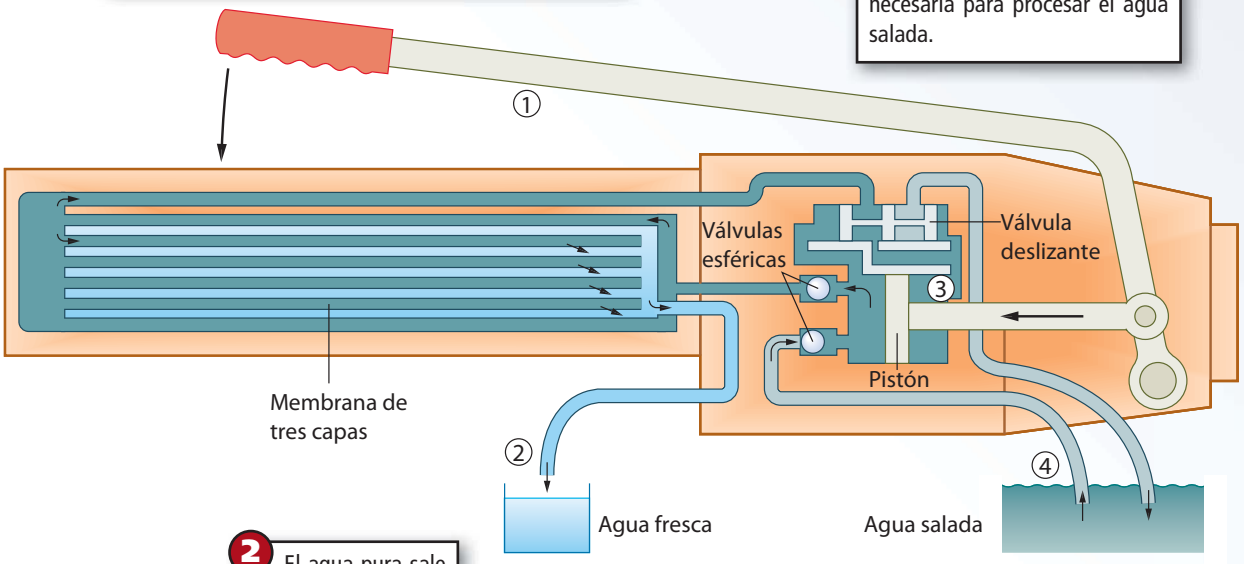
Unidad portátil de ósmosis inversa

La ósmosis inversa (OI) es un proceso mediante el cual el agua de una solución es forzada a pasar a través de una membrana selectivamente permeable aplicando presión del lado de la solución. En el comercio se pueden adquirir unidades portátiles de OI que eliminan las sales del agua salada y la hacen potable. Es necesario aplicar alrededor de 27 atm de presión al agua salada para contrarrestar el flujo de disolvente hacia ésta a través de una membrana semipermeable. Para obtener una cantidad aprovechable de agua, necesitas aplicar el doble de esta presión. Las unidades de OI portátiles pueden aplicar estas grandes presiones.

Las unidades de ósmosis inversas portátiles se venden para uso personal. Pueden usarlas las personas que viven en zonas rurales sin agua limpia, personas que viven en zonas donde la fuente de agua está contaminada, y personas que están de campamento, de pesca o en viajes largos en bote. Los propietarios de acuarios marinos utilizan unidades de ósmosis inversa portátiles para eliminar el exceso de productos químicos en el agua del grifo. El ejército también utiliza estas unidades en el campo de batalla y en entrenamientos.

1 Cuando una palanca de maniobra se baja, el pistón que va unido a ella ejerce presión sobre el agua salada para llevarla hacia un cilindro. Parte del agua pasa a través de una membrana selectivamente permeable, pero las sales son retenidas.

3 El agua salada remanente que no pasó a través de la membrana retrocede hasta el área que hay atrás del pistón, donde se suministra algo de la presión necesaria para procesar el agua salada.



2 El agua pura sale del dispositivo y se colecta.

4 La palanca de maniobra se levanta. El agua salada que hay detrás del pistón sale como desecho. Entra agua salada nueva y pasa por unas juntas esféricas movibles, punto en el cual el proceso está listo para empezar de nuevo.

Razonamiento crítico

1. **Explica** ¿Por qué se necesita presión para que una unidad de ósmosis inversa funcione a más de 27 atm?
2. **Infiere** ¿Por qué no se utiliza más la ósmosis inversa como método de purificación del agua?

■ **Figura 13.29** El refresco con gas es una solución de dióxido de carbono en agua. **a)** En la botella cerrada, el gas está disuelto bajo la presión del agua. **b)** Cuando la botella se abre, el dióxido de carbono gaseoso que queda atrapado encima del líquido se escapa y la presión se reduce. En ese momento la solución está sobresaturada de dióxido de carbono. Parte del dióxido de carbono disuelto entra nuevamente en estado gaseoso y forma las burbujas que ves.

Soluciones de gases en agua

Si observas una botella de refresco con gas cerrada, el líquido se ve igual que el agua pura. Sin embargo, al abrir la tapa aparecen en el líquido pequeñas burbujas de gas que suben a la superficie. La solubilidad de un gas en un líquido depende de la presión del gas a la que se somete ese líquido. A mayor presión, mayor solubilidad del gas. Cuando abres la tapa de la botella, la presión baja repentinamente y las burbujas de gas salen a la superficie. La **figura 13.29** explica este tipo de comportamiento.

Tal vez hayas notado que si el refresco no está frío, la efervescencia puede ser tan intensa que el líquido sube y sale a chorros por la superficie. Además de depender de la presión, la solubilidad de un gas en un líquido depende de la temperatura. Para las soluciones de gases en líquidos, la solubilidad del gas disminuye a medida que la temperatura aumenta. A esto se debe que la efervescencia del refresco sea más violenta cuando no está frío. La vida en los lagos y en los océanos depende de los gases que están disueltos en el agua y puede verse afectada en gran medida por los cambios en la presión y en la temperatura, como muestra la **figura 13.30**.

■ **Figura 13.30** En las aguas profundas las presiones son elevadas. El nitrógeno gaseoso de la exhalación pulmonar de los buzos se disuelve en su sangre en concentraciones más altas que las normales. Cuando los buzos suben a la superficie, la presión disminuye así como la solubilidad del nitrógeno en la sangre. Si los buzos suben muy rápido, el nitrógeno liberado puede formar burbujas peligrosas y dolorosas en los vasos sanguíneos, un estado conocido como aeroembolismo. Los peces dependen del oxígeno disuelto en el agua. Si la temperatura del agua sube demasiado, la solubilidad del oxígeno también puede disminuir mucho, por lo cual los peces pueden morir.

Coloides versátiles

Los coloides son mezclas formadas por partículas diminutas de una sustancia que se dispersan o distribuyen regularmente en otra sustancia. Las partículas de un coloide son de tamaño intermedio entre las partículas de las suspensiones y de las verdaderas soluciones. Las partículas de una suspensión son lo suficientemente grandes para separarse de la mezcla si se deja reposar.

■ **Figura 1** La niebla es un aerosol líquido de vapor de agua en el aire.

Aerosoles líquidos

La niebla que aparece en la **figura 1** es un ejemplo de un aerosol líquido que se forma cuando se dispersan gotas líquidas finas en un gas. La niebla aparece cuando el aire húmedo cercano a la superficie de la Tierra se enfría al punto en que el vapor de agua empieza a condensarse. Otros aerosoles líquidos con los que estás familiarizado son los desodorantes y los fijadores para el cabello.

Aerosoles sólidos

A veces, las partículas sólidas se dispersan en un gas. Un ejemplo de aerosoles sólidos son las partículas contaminantes de hollín que se muestran en la **figura 2**, las cuales liberan en el aire las chimeneas industriales. Este problema podría remediarse colocando un precipitante Cottrel en la chimenea. Las placas cargadas de este tipo de precipitante atraen las partículas coloidales de hollín y las eliminan del aire. Así es como se ha logrado disminuir la contaminación del aire en muchas ciudades industriales.

■ **Figura 2** El hollín es un aerosol sólido.

■ **Figura 3** Los aderezos para ensalada son ejemplos de emulsiones.

Emulsiones

La leche, la mayonesa y el aderezo para ensalada que se muestra en la **figura 3** son ejemplos de emulsiones. Las emulsiones son dispersiones de gotas finas de un líquido, por lo general una grasa, en otro líquido. Muchas emulsiones pueden estabilizarse con la ayuda de materiales como las gomas. Las gomas y otros estabilizadores espesan la fase líquida, lo que dificulta que las gotas dispersas se unan.

■ **Figura 4** La pintura es un sol.

Soles

Un sol es un sistema coloidal fluido en el que se dispersan partículas sólidas finas en un medio líquido. La mayoría de las pinturas domésticas, como las de la **figura 4**, son soles de pigmentos finamente molidos y mezclados con resinas acrílicas disueltas en agua. La pintura se aplica a la superficie como un líquido. Con el tiempo, el agua se seca y las resinas se endurecen dejando una delgada película sólida en la superficie.

■ **Figura 5** La gelatina contiene pectina, que le da la estructura de gel.

Geles

La industria alimentaria utiliza muchos coloides que tienen la capacidad de espesar o gelificar los alimentos líquidos. Los geles son dispersiones de macromoléculas gigantes en un líquido. Son gomas naturales que se encuentran en las algas y las plantas terrestres. La pectina, una sustancia natural que se encuentra en las frutas, es la responsable de la estructura de gel de la gelatina, como muestra la **figura 5**.

Pastas

La base de una pasta es una dispersión concentrada de sólidos en una cantidad limitada de líquido. Para hacer un bello jarrón de porcelana, como el de la **figura 6**, se mezclan cuarzo y feldespato molidos con una arcilla blanca llamada caolín y una pequeña cantidad de agua. Así, se forma una pasta en la que el agua se adhiere a la superficie de la arcilla, lo que permite trabajar fácilmente con la arcilla.

■ **Figura 6** Los vasos de porcelana se hacen de pastas

Espuma

Estás familiarizado con la espuma que se forma al batir la clara de huevo. La espuma es una dispersión de burbujas de gas en un líquido. Las levaduras producen otro tipo de espuma, como puedes ver en la masa de pan. Esto se logra porque las levaduras fermentan carbohidratos y liberan dióxido de carbono gaseoso, con lo cual se forman agujeros finos en la masa y en el pan.

Análisis de la tecnología

1. **Clasifica** Clasifica varios de los productos cosméticos y para el cuidado de la salud según los tipos de coloides descritos en este artículo.
2. **Razonamiento crítico** Los coloides no pasan a través de membranas selectivamente permeables. ¿Qué puedes concluir de esto?
3. **Elabora una hipótesis** La destrucción de un coloide por un proceso de floculación, conocido como coagulación, por lo regular se logra con calentamiento. ¿Cómo actúa el calor en este caso?

Figura 13.31 El vidrio es un sólido amorfo al que se le pueden dar colores brillantes al añadirle ciertos sólidos. Con el fin de obtener un vidrio con un tinte amarillo, se añaden partículas de óxido de níquel a 50 000 partes de los ingredientes que normalmente se utilizan para hacer lechada de vidrio, o vidrio mate. Para obtener un vidrio de color azul, se mezcla una parte de óxido de cobalto con 10 000 partes de los ingredientes comunes del vidrio. El vidrio rojo se obtiene con partículas de oro, cobre u óxido de selenio.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Coloide
proviene del griego *kolla,* que significa *pegamento*, y del griego *eidos* que significa *forma*.

Coloides

A veces, las mezclas son algo intermedio entre las soluciones homogéneas y las mezclas heterogéneas. Tales mezclas, llamadas **coloides**, contienen partículas que se distribuyen regularmente en un solvente y quedan distribuidas así, sin sedimentarse. La principal diferencia entre un coloide y una solución es el tamaño de las partículas de soluto. Las partículas coloidales por lo general son conglomerados que miden de 10 a 100 veces más que los iones o moléculas comunes disueltos en las soluciones. Por su tamaño de partícula relativamente grande, los coloides desempeñan un papel importante en muchos procesos. A veces las partículas sólidas están dispersas en otro sólido, como muestra la **figura 13.31**. Algunas moléculas biológicas, como las proteínas, son lo suficientemente grandes para que su comportamiento se entienda mejor si se clasifican como coloides.

Debido a que las partículas coloidales están dispersas regularmente, a veces es difícil diferenciar los coloides de las soluciones homogéneas. Sin embargo, el tamaño mayor de sus partículas les confiere a los coloides ciertas propiedades particulares que ayudan a identificarlos. Observa que un haz de luz se ve diferente cuando atraviesa una solución que al pasar a través de un coloide. En la solución, la trayectoria del rayo es apenas perceptible, pero cuando el rayo atraviesa el coloide la luz se dispersa parcialmente y es reflejada por las partículas coloidales dispersas; es decir, el rayo se ensancha y se hace visible. Puedes observar el mismo fenómeno cuando observas la trayectoria de los rayos del Sol a través del polvo del aire o la trayectoria de los rayos de los reflectores en una noche brumosa. Este efecto de dispersión de la luz se conoce como **efecto Tyndall**. Ocurre porque las partículas coloidales dispersas son casi del mismo tamaño que la longitud de onda de la luz visible (400 a 700 nanómetros). Las partículas de soluto de una solución homogénea son demasiado pequeñas para producir este efecto. La **figura 13.32** ilustra el efecto Tyndall.

Figura 13.32 Observa que el rayo de luz es fácilmente visible en el coloide debido a la dispersión de luz. Por la misma razón, el rayo de los reflectores es visible en la niebla.

Determina *cuál mezcla está en el coloide.*

Conexión de ideas

Ahora que ya sabes algo acerca de las propiedades del agua, los solutos y los coloides, puedes comprender por qué a veces se dice que la química del agua es la química de las soluciones. Como has descubierto en este capítulo, las propiedades físicas del agua la hacen única e indispensable. Su capacidad para formar soluciones le confiere un papel esencial en todos los aspectos de la vida, incluyendo las reacciones de ácidos y bases. Como verás más adelante, en estas reacciones el agua es un compañero sutil pero importante.

Sección 13.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Lo semejante disuelve lo semejante.
- Las fuerzas entre las partículas del disolvente y del soluto influyen en forma notable en la formación de una solución.
- Los compuestos iónicos se disocian cuando se disuelven en agua.
- Las soluciones pueden ser no saturadas, saturadas o sobresaturadas.
- La temperatura afecta la solubilidad.
- La molaridad de una solución es igual a los moles de soluto disueltos por litro de solución.
- Las propiedades coligitivas de las soluciones, es decir, la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición, dependen solamente de la concentración de las partículas de soluto.

14. Idea PRINCIPAL **Explica** en qué forma puede atraerse una molécula de agua hacia los iones positivos y negativos al disolver un compuesto iónico.

15. Aplica Escribe las ecuaciones de la disociación de los siguientes compuestos iónicos al disolverse en agua:

a) Na_2SO_4 **b)** NaOH **c)** $CaCl_2$

16. Clasifica cada una de las siguientes soluciones como no saturada, saturada o sobresaturada.

a) una solución de la que se separa una gran cantidad de sólido cristalino con sólo añadir una pequeña cantidad de soluto adicional.
b) una solución en la que se puede disolver más soluto y éste permanece en la solución.
c) una solución con soluto que no se disuelve y se deposita en el fondo del recipiente.

17. Compara Determina cuál de las soluciones siguientes tiene la concentración más alta. Después, ordena las soluciones según su punto de congelación, del más bajo al más alto, y explica tu respuesta.

a) 0.10 moles de KBr en 100.0 mL de solución.
b) 1.1 moles de NaOH en 1.00 L de solución.
c) 1.6 moles de $KMnO_4$ en 2.00 L de solución.

18. Explica El aceite y las soluciones acuosas normalmente no se mezclan. Sin embargo, si el aceite y el vinagre o jugo de limón se baten junto con huevo, se forma una mezcla estable. Explica por qué esto es posible.

CAPÍTULO 13

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea El agua desempeña un papel importante en muchas reacciones químicas.

Sección 13.1 El agua es única

Idea PRINCIPAL La forma molecular del agua le confiere propiedades inusuales.

Vocabulario

- calor específico (p. 445)
- capilaridad (p. 444)
- enlaces de hidrógeno (p. 438)
- tensión superficial (p. 442)

Conceptos clave

- La polaridad de la molécula de agua es la fuente de muchas de sus propiedades físicas tan especiales.
- Los puentes de hidrógeno se forman entre los átomos de hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo de otra.
- El calor específico es la cantidad de calor necesario para elevar 1°C la temperatura de 1 g de una sustancia.

Sección 13.2 Las soluciones y sus propiedades

Idea PRINCIPAL El agua disuelve un gran número de compuestos iónicos y covalentes.

Vocabulario

- calor de disolución (p. 460)
- coloide (p. 472)
- disociación (p. 452)
- efecto Tyndall (p. 472)
- ósmosis (p. 467)
- solución no saturada (p. 458)
- solución saturada (p. 458)
- solución sobresaturada (p. 459)

Conceptos clave

- Lo semejante disuelve lo semejante.
- Las fuerzas entre las partículas del disolvente y del soluto influyen en forma notable en la formación de una solución.
- Los compuestos iónicos se disocian cuando se disuelven en agua.
- Las soluciones pueden ser no saturadas, saturadas o sobresaturadas.
- La temperatura afecta la solubilidad.
- La molaridad de una solución es igual a los moles de soluto por litro de solución.
- Las propiedades coligitivas de las soluciones, es decir, la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición, dependen solamente de la concentración de las partículas de soluto.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

19. Menciona varias propiedades por las que el agua es una sustancia excepcional.

20. Explica por qué el agua es polar.

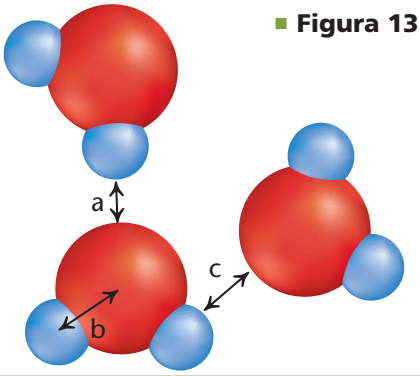
21. Describe cómo se relaciona la densidad del agua con la temperatura y explica por qué.

22. ¿Qué tipos de moléculas forman puentes de hidrógeno?

23. Explica qué es capilaridad y proporciona dos ejemplos de ella.

24. Cuando se coloca mercurio en un cilindro de vidrio, forma un menisco convexo. ¿Por qué ocurre esto?

25. En la **figura 13.33**, en la que se muestran moléculas de agua, identifica los enlaces covalentes y los puentes de hidrógeno.



■ **Figura 13.33**

26. ¿Por qué la sacarosa se disuelve tan bien en el agua?

27. Explica cómo prepararías una solución sobresaturada.

28. Define el calor específico. ¿Por qué es importante el calor específico elevado del agua para la Tierra?

29. ¿Por qué flota el hielo? ¿Cuál es el significado de este hecho para la vida acuática?

30. ¿Cómo utiliza tu cuerpo la transpiración para mantenerse fresco?

31. ¿Cuál es la molaridad de una solución preparada al disolver 0.217 mol de etanol, C_2H_5OH, en suficiente agua para hacer 100.0 mL de solución?

32. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se necesitan para hacer 1.30 L de Na_2CO_3 0.890*M*?

Aplicación de conceptos

33. Si masas iguales de oro y hierro se colocan en el Sol y absorben cantidades de energía iguales, ¿cuál metal experimentará el mayor aumento de temperatura?

34. ¿Qué masa de cloruro de hierro(III), $FeCl_3$, se necesita para preparar 1.00 L de una solución 0.255*M*?

35. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 4.13 g de bromuro de magnesio, $MgBr_2$, en 0.845 L de solución?

36. ¿Qué masa de yoduro de potasio, KI, se necesita para preparar 5.60 L de una solución 1.13*M*?

37. Explica cómo funciona el anticongelante que se añade al radiador de tu automóvil para evitar que se congele.

38. El cloruro de calcio se encuentra en las mezclas de sal que se usan para disolver el hielo en las carreteras durante el invierno. La disolución de $CaCl_2$ es una reacción exotérmica. Da dos razones por las que el $CaCl_2$ es una buena opción para esta aplicación en comparación con una sal como el NaCl o una sal que se disuelve en un proceso endotérmico.

39. El calor específico del aluminio es 0.903 J/g°C; el del cobre es 0.385 J/g°C. Imagina que tienes un cubo de Al y otro de Cu; ambos cubos tienen una masa de 100 g y están a una temperatura de 100°C. ¿Cuál cubo liberará más calor al enfriarse a 20°C?

40. Si preparas una solución acuosa saturada de cloruro de potasio a 25°C y luego la calientas a 50°C, ¿clasificarías a la solución resultante como saturada, no saturada o sobresaturada? Explica tu respuesta.

41. 100.0 mL de una solución acuosa de nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$, 1.00*M*, se mezcla con 100.0 mL de una solución acuosa de sulfato de sodio, Na_2SO_4, 1.00*M*. ¿Cuántos gramos de sulfato de bario se formarán?

$$Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaNO_3(ac)$$

Química cotidiana

42. Explica por qué el jabón es eficaz para remover la mugre y la grasa.

Cómo funciona

43. ¿Por qué sería más difícil utilizar una unidad de ósmosis inversa para purificar el agua del Mar Muerto que el agua de un océano?

Razonamiento crítico

Relación de causa y efecto

44. MiniLab 1 Si colocas con cuidado una hoja de acero para afeitar con una cara sobre la superficie del agua, la hoja puede flotar. Explica por qué se produce este fenómeno, sabiendo que la densidad del acero es mucho mayor que la del agua.

Interpreta gráficas

45. Usa la **figura 13.21** para comparar las solubilidades del cloruro de sodio y del nitrato de potasio en agua, en un intervalo de temperatura de 10° a 40°C.

Saca conclusiones

46. QuimiLab Imagina que salpicaste una camisa con una solución azul de sulfato de cobre(II). ¿Por qué debes evitar utilizar sosa de lavado (carbonato de sodio) para lavar la camisa?

Revisión acumulativa

47. La fórmula para cierto compuesto es $CHCl_3$. ¿Qué te dice esta fórmula sobre el compuesto? (*Capítulo 1*)

48. Explica por qué un átomo de potasio forma un enlace con un átomo de bromo. (*Capítulo 4*)

49. ¿Cuál es el número máximo de electrones en el segundo nivel energético? Explica tu respuesta. (*Capítulo 7*)

50. ¿Por qué tu piel se siente fresca cuando la untas con alcohol para frotar? (*Capítulo 10*)

51. ¿Cuántos litros de nitrógeno se necesitan para reaccionar completamente con 28 L de oxígeno en la síntesis de dióxido de nitrógeno? (*Capítulo 11*)

Prueba de habilidades

52. Resumen escrito de una gráfica Examina la información que proporciona la gráfica de la **figura 13.34**. Explica cómo se relaciona la línea punteada con las tendencias en la tabla periódica y si los puntos de ebullición de H_2O, HF y NH_3 se pueden predecir a partir de las tendencias de sus grupos?

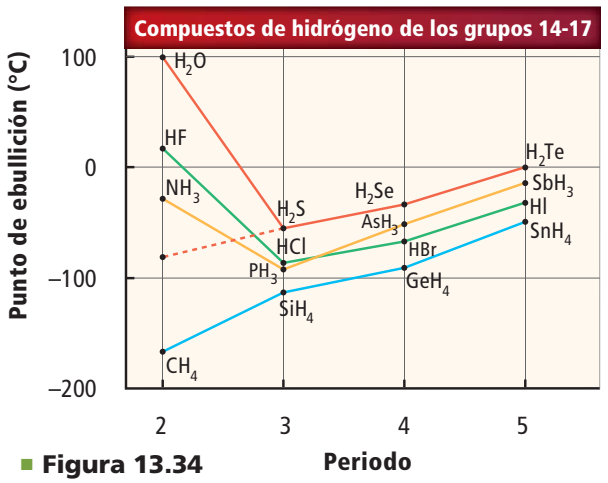


Figura 13.34

ESCRIBIENDO Química

53. Escribe un artículo que dé una descripción general del tratamiento de aguas residuales y del tratamiento de agua potable de tu localidad. Incluye una descripción de la ruta que sigue el agua desde el desagüe de tu casa hasta el punto donde vuelve a ser potable otra vez.

Resolución de problemas

54. Imagina que sumerges un tubo capilar limpio y seco en un vaso de precipitados con cera fundida y sacas el tubo de tal manera que al enfriarse sus paredes internas queden cubiertas con una película fina de cera sólida. ¿Qué sucedería si sumerges ese tubo cubierto de cera en un vaso con agua? ¿El nivel de agua dentro del tubo capilar sería mayor o menor que si no estuviera cubierto de cera? Explica tu respuesta.

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál par de elementos se combinarán para formar un compuesto covalente polar?
- **a)** calcio y cloro.
- **b)** litio y oxígeno.
- **c)** flúor y hierro.
- **d)** hierro y azufre.

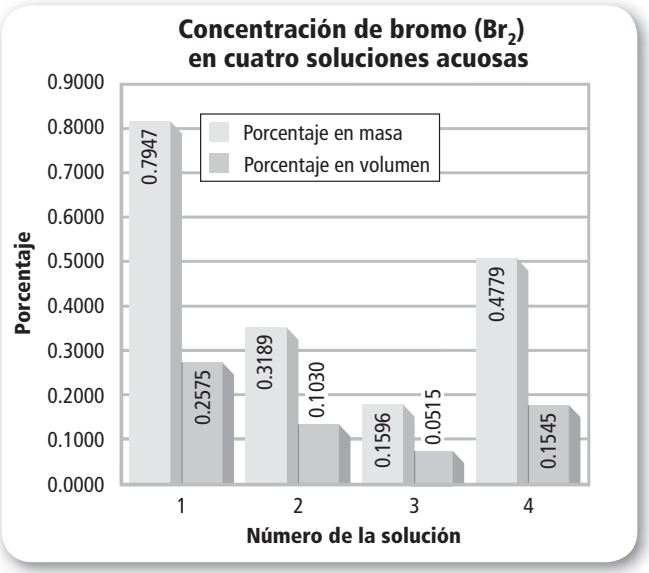
2. La nieve que se convierte directamente en vapor de agua en un día frío es un ejemplo de
- **a)** sublimación.
- **b)** evaporación.
- **c)** vaporización.
- **d)** condensación.

3. Mientras está en el suelo, un dirigible se llena con 5.66×10^6 L de gas He. La presión en el interior del dirigible cuando está en el suelo, donde la temperatura es 25°C es 1.10 atm. Los dirigibles modernos no son rígidos, por lo cual su volumen varía. Si la presión en el interior del dirigible permanece igual, ¿cuál será el volumen del dirigible a una altura de 2 300 m, donde la temperatura es 12°C?
- **a)** 5.66×10^6 L
- **b)** 2.72×10^6 L
- **c)** 5.41×10^6 L
- **d)** 5.92×10^6 L

4. La variable *P* en la fórmula de la ley de los gases ideales requiere la unidad
- **a)** atm
- **b)** mm Hg
- **c)** kPa
- **d)** psi

5. ¿Por qué el agua es una sustancia única?
- **a)** El agua es líquida a temperatura ambiente, aunque tenga una masa molecular baja.
- **b)** En su estado sólido, el agua tiene una densidad menor que en su estado líquido.
- **c)** El agua tiene un punto de ebullición alto para una molécula que tiene una masa molecular tan baja.
- **d)** Todas las anteriores.

Interpretación de gráficas: Utiliza la gráfica para responder a las preguntas 6 y 7.



6. El volumen de bromo (Br_2) en 7.000 L de la solución 1 es
- **a)** 55.63 mL
- **b)** 8.808 mL
- **c)** 18.03 mL
- **d)** 27.18 mL

7. ¿Cuántos gramos de Br_2 hay en 55.00 g de la solución 4?
- **a)** 3.560 g
- **b)** 0.084 g
- **c)** 1.151 g
- **d)** 0.2628 g

8. ¿Cuál de las opciones siguientes NO es válida para un átomo que obedece la regla del octeto?
- **a)** obtiene un conjunto completo de ocho electrones de valencia.
- **b)** adquiere la configuración de valencia de un gas noble.
- **c)** posee un total de ocho electrones.
- **d)** tiene una configuración de valencia s^2p^2

9. ¿Cuál es la carga del anión en $AlPO_4$?
- **a)** 2+
- **b)** 3+
- **c)** 2–
- **d)** 3–

¿NECESITAS AYUDA?									
Si fallaste en la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Revisa la sección . . .	9.2	10.2	11.2	12.2	13.1	13.2	13.2	4.2	5.1

CAPÍTULO 14

Ácidos, bases y pH

GRAN Idea **Los ácidos y las bases pueden definirse en términos de iones hidronio y iones hidróxido.**

14.1 Ácidos y bases

Idea PRINCIPAL Los ácidos producen iones hidronio (H_3O^+) en solución; las bases producen iones hidróxido (OH^-).

14.2 La fuerza de los ácidos y las bases

Idea PRINCIPAL En solución, los ácidos y las bases fuertes se ionizan por completo, pero los ácidos y las bases débiles sólo se ionizan parcialmente.

Hechos químicos

- Existen más de 280 especies de hormigas que muerden, que usualmente se conocen como hormigas coloradas o de fuego.
- La colonia promedio de hormigas coloradas contiene de 100 000 a 500 000 hormigas.
- El veneno de una hormiga colorada puede provocar reacciones alérgicas.
- La mordedura de una hormiga colorada puede sentirse como una quemadura con una cerilla caliente, y es causada por el ácido fórmico que se encuentra en el veneno de las hormigas.

INTRO Lab

Examen de productos domésticos

¿Puedes separar los productos domésticos en dos grupos?

Materiales

- microplaca
- contenedores etiquetados con productos domésticos, como limpiador para vidrios, solución de bicarbonato de sodio, vinagre, bebida carbonatada incolora, jabón, agua destilada, jugo de limón, solución de sal de mesa y limpiador de desagüe.
- papel tornasol rojo y azul
- fenolftaleína

Procedimiento

1. Lee y completa el formulario de seguridad del laboratorio.
2. Coloca tres o cuatro gotas de cada uno de tus productos domésticos en pozos separados de una microplaca. Dibuja una gráfica para mostrar la posición de cada producto.
3. Examina cada producto con papel tornasol rojo y azul. Coloca dos gotas de fenolftaleína en cada muestra. Registra tus observaciones.

PRECAUCIÓN: ***La fenolftaleína es inflamable. Aléjala de las llamas.***

Análisis

1. **Clasifica** los productos en dos grupos con base en tus observaciones.
2. **Resume** cómo difieren los grupos.

Indaga Elige una muestra que reaccionó con la fenolftaleína. ¿Puedes invertir la reacción? Diseña un experimento para poner a prueba tu hipótesis.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

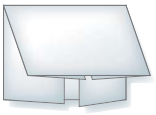
- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Medición de la lluvia ácida***

FOLDABLES® Organizador de estudio

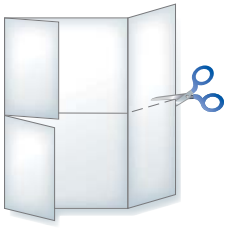
Ácidos y bases Elabora el siguiente organizador plegable para organizar la información acerca de ácidos y bases.

PASO 1 Encuentra la mitad de una hoja de papel horizontal. Pliega ambos extremos hacia la parte media y dobla la hoja.

PASO 2 Dobla el papel a la mitad, como se muestra.



PASO 3 Desdobla y corta a lo largo de las líneas dobladas para hacer cuatro pestañas.



PASO 4 Etiqueta las pestañas *ácidos fuertes*, *bases fuertes*, *ácidos débiles* y *bases débiles*.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable en la sección 14.2.** Conforme leas la sección, registra la información acerca de las propiedades de los ácidos fuertes y débiles y las bases fuertes y débiles. Además, registra ejemplos de cada tipo de ácido y base.

Sección 14.1

Objetivos

- **Distinguir** los ácidos de las bases de acuerdo con sus propiedades.
- **Definir** los ácidos y las bases con sus reacciones en agua.
- **Evaluar** el papel central del agua en la química de los ácidos y las bases.

Revisión de vocabulario

ósmosis: el flujo de moléculas de solvente a través de una membrana permeable selectiva, que tiene lugar debido a una diferencia de concentraciones

Vocabulario nuevo

ácido
anhídrido ácido
anhídrido básico
base
hidrógeno ácido
ion hidronio
ionización

Ácidos y bases

Idea PRINCIPAL **Los ácidos producen iones hidronio (H_3O^+) en solución; las bases producen iones hidróxido (OH^-).**

Vínculos de lectura en el mundo real La clasificación de las sustancias en categorías amplias simplifica el estudio de la química. Aunque no te des cuenta de ello, dos de las clasificaciones más comunes que encuentras son los ácidos y las bases. Estás familiarizado con los ácidos y las bases mediante el sabor ácido de algunas de tus bebidas favoritas y mediante la sensación resbaladiza del jabón.

Propiedades macroscópicas de los ácidos y de las bases

Como están presentes en muchos materiales de uso cotidiano, desde la época de los alquimistas se reconoce la importancia de los ácidos y las bases. Ambos se diferencian por propiedades sencillas que pueden observarse.

Sabor y tacto A pesar de que el sabor no es una manera segura de clasificar los ácidos y las bases, probablemente estás familiarizado con el sabor agrio de los ácidos. Por ejemplo, el jugo de limón y el vinagre son soluciones acuosas de ácidos. Por otra parte, las bases tienen sabor amargo.

Las bases son resbaladizas al tacto. Como el sabor, el tacto no es una prueba química segura de las bases, pero estás familiarizado con la consistencia del jabón, una base, sobre tu piel. Las bases, como el jabón, reaccionan con las proteínas de tu piel eliminando células. Esta reacción es la que le confiere al jabón la sensación resbaladiza, lo mismo que la acción limpiadora. En la **figura 14.1** se muestra cómo, gracias a esa reacción, las bases son excelentes limpiadoras de drenajes.

Figura 14.1 Algunas bases son excelentes disolventes del cabello, que con frecuencia son la causa de la obstrucción de los drenajes. El cabello está formado por proteínas.

Concepts In Motion

Interactive Table Explora ácidos y bases industriales comunes en glencoe.com.

Tabla 14.1 **Ácidos y bases industriales comunes**

Sustancia	Ácido/Base	Algunos usos
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	Ácido	Baterías de autos; fabricación de químicos, fertilizantes y papel
Cal (CaO)	Base	Neutralización de suelo ácido
Amoniaco (NH_3)	Base	Fertilizante; limpiador; fabricación de rayón, nailon y ácido nítrico
Hidróxido de sodio (NaOH)	Base	Limpiadores de desagües y hornos; fabricación de jabón y químicos
Ácido fosfórico (H_3PO_4)	Ácido	Bebidas gaseosas; fabricación de detergentes y fertilizantes

Los ácidos reaccionan con las bases Las reacciones de los ácidos y las bases son muy importantes en la química de los sistemas vivos, el ambiente y en muchos procesos industriales. En la **tabla 14.1** se muestran los principales productos químicos industriales de mayor producción en Estados Unidos. Aprenderás más acerca de las reacciones ácido-base en el capítulo 15.

La prueba con el tornasol y otros cambios de color Los ácidos y las bases provocan que algunos colorantes cambien de color. A estos colorantes se les denomina indicadores ácido-base porque con frecuencia se les usa para indicar si las sustancias son ácidas o básicas. El colorante más común es el tornasol. Cuando se mezcla con un ácido, el tornasol es rojo. Cuando se agrega a una base, es azul. Por tanto, el tornasol es un buen indicador de que una sustancia es un ácido o una base. En la **figura 14.2** se muestra cómo los colorantes vegetales cambian de color en presencia de un ácido o de una base.

■ **Figura 14.2** Un químico en la col roja actúa como un indicador ácido-base. Las coloridas soluciones que se muestran a continuación indican una variedad de ácidos, desde la izquierda, y de bases, hacia la derecha.

MiniLab 14.1

Reacciones de los ácidos

¿Cómo reaccionan los ácidos? La mayoría de los ácidos tienden a ser sustancias reactivas. Prueba la reactividad de tres ácidos con algunas sustancias comunes y desarrolla una definición operativa de las soluciones ácidas.

Procedimiento

1. Lee y completa el formulario de seguridad del laboratorio.
2. Usa un **gotero** marcado para agregar 10 gotas de **ácido clorhídrico**, HCl, ***3M*** en los orificios D1 al D6 de una **microplaca de 24 orificios**, limpia. De la misma forma, agrega 10 gotas de **ácido sulfúrico**, H_2S0_4, ***3M*** en los orificios C1 al C6, y 10 gotas de **ácido acético**, (CH_3COOH), ***3M*** en los orificios B1 al B6.
3. Sumerge **papel tornasol azul** en las soluciones de los orificios D1, C1 y B1. Anota tus observaciones.
4. Agrega 2 gotas de **solución del indicador azul de bromotimol** a los orificios D2, C2 y B2. Este indicador cambia de azul a amarillo a medida que las soluciones son más ácidas. Anota tus observaciones.
5. De forma semejante, adiciona **trozos de mármol** (carbonato de calcio) a los orificios D3, C3 y B3; **trozos de zinc** a los D4, C4 y B4; **trozos de aluminio** a los D5, C5 y B5; y una pequeña cantidad de **clara de huevo** a los orificios D6, C6 y B6. Anota tus observaciones.
6. Elimina todos los materiales como te indique tu profesor. Lava la microplaca con **agua de la llave** y luego con **agua destilada**.

Análisis

1. **Resume** las reacciones de los tres ácidos con las sustancias que probaste. Este resumen constituye una definición operativa de un ácido.
2. **Identifica** ¿Cuál ácido, a pesar de tener la misma concentración molar que los otros, reaccionó de forma menos evidente? Explica este comportamiento.

Reacciones con los metales y los carbonatos

Otra propiedad característica de un ácido es que reacciona con los metales que son más activos que el hidrógeno. Por lo general las bases no reaccionan con los metales. En la **figura 14.3** se muestra cómo el hierro metálico, Fe, reacciona rápidamente con ácido clorhídrico, HCl, para formar cloruro de hierro(II), $FeCl_2$, e hidrógeno gaseoso. Sin embargo, si agregas un trozo de cobre metálico al ácido, podrás ver que el ácido no reacciona con ese metal. Esta propiedad explica por qué los ácidos corroen la mayoría de los metales.

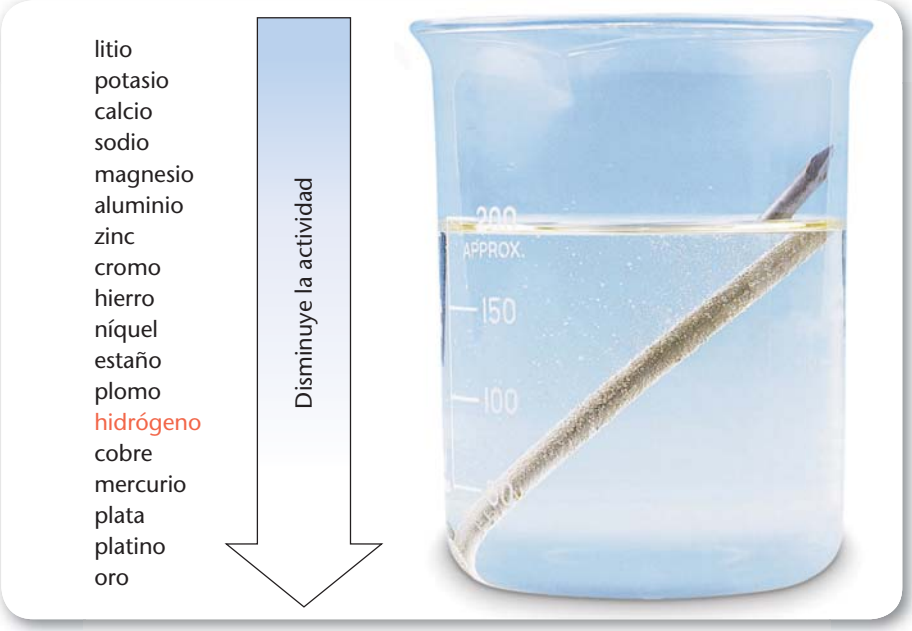


Figura 14.3 El comportamiento característico en algunas reacciones químicas ayuda a identificar las sustancias como ácidos. Los ácidos reaccionan con los metales que son más activos que el hidrógeno, para formar un compuesto con el metal e hidrógeno gaseoso.

$$Fe(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$$

Aplica ***Usa las series de actividades para explicar por qué HCl reacciona con el metal en la uña en la foto.***

El vinagre, una solución de ácido acético, reacciona con el cascarón de los huevos, que está formado principalmente por carbonato de calcio, para producir dióxido de carbono, acetato de calcio y agua.

$2HC_2H_3O_2(ac) + CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + Ca(C_2H_3O_2)_2(ac) + H_2O(l)$

El carbonato de calcio es el componente principal de la piedra caliza y del mármol. En presencia de ácidos en el ambiente, las esculturas y las construcciones de mármol y de piedra caliza se estropean y se pueden destruir.

Puedes reconocer la reacción entre el hierro y el ácido clorhídrico como una reacción de desplazamiento sencillo, de las cuales leíste en el capítulo 6. Las reacciones metal-ácido son uno de los tipos más comunes de reacciones de desplazamiento, pero puedes usar la serie de actividad de la **figura 14.3** para cualquier reacción de desplazamiento sencillo que involucra dichos metales. Por ejemplo, puedes ver que el cobre es más activo que la plata. Por tanto, el metal cobre reaccionará con el nitrato de plata para formar metal plata y nitrato de cobre. Sin embargo, el metal plata no reaccionará con el nitrato de cobre.

Otra prueba sencilla que distingue a los ácidos de las bases es la reacción de los ácidos con los compuestos iónicos que contienen el ion carbonato, CO_3^{2-}, para formar dióxido de carbono gaseoso (CO_2), agua y otro compuesto, como se muestra en la **figura 14.4**. Una reacción semejante, que también se presenta en la **figura 14.4**, es el origen de la acción destructiva de la contaminación ácida sobre las esculturas de mármol y de piedra caliza. Las bases no reaccionan con los carbonatos.

■ **Figura 14.4** Los ácidos pueden distinguirse de las bases mediante su reacción con el ion carbonato (CO_3^{2-}). Una ocurrencia común del ion carbonato es el carbonato de calcio.

Comportamiento submicroscópico de los ácidos

La descripción de ácidos y bases en términos de sus propiedades físicas y químicas (propiedades macroscópicas que son faciles de observar) son útiles con fines de clasificación. Sin embargo, para comprender estas propiedades, necesitas conocer acerca del comportamiento de los ácidos y las bases en un nivel submicroscópico.

Formación de ion hidronio El comportamiento submicroscópico de los ácidos se puede describir de varias formas cuando se disuelven en agua. La definición más sencilla es que un **ácido** es una sustancia que produce iones hidronio cuando se disuelve en agua. Un **ion hidronio**, H_3O^+, consta de un ion hidrógeno unido a una molécula de agua.

NOTICIAS de la materia

Con excepción de los carbonatos del grupo I, los compuestos que contienen carbonatos son casi completamente insolubles en agua. Esto permite que las sustancias de origen natural y estables, como el mármol y la piedra caliza, se utilicen en la escultura y en la construcción.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Ácido

proviene del latín *acidus* que significa *agrio*.

$HC_2H_3O_2$	HCl
Ácido acético	Ácido clorhídrico
Ácidos **mono**próticos	
H_2SO_4	$H_3C_6H_5O_7$
Ácido sulfúrico	Ácido cítrico
Ácido **di**prótico	Ácido **tri**prótico

■ **Figura 14.5** Si un átomo de hidrógeno pierde su electrón, lo que queda es un protón. Los prefijos que usan el término *prótico,* que se refiere al protón que queda, indican cuántos hidrógenos ácidos tiene un ácido.

Infiere ***Algunos ácidos, como el ácido fosfórico, tienen tres hidrógenos ácidos. ¿Qué término usarías para decir a alguien que un ácido tiene tres hidrógenos ácidos?***

Por ejemplo, el ácido clorhídrico se produce al disolver cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl, en agua. Recuerda, del capítulo 13, que el agua es una molécula polar capaz de formar fuertes puentes de hidrógeno con solutos que también forman puentes de hidrógeno. Cuando el HCl se disuelve en agua, produce iones hidronio mediante la reacción que se muestra a continuación. La reacción confirma que HCI es un ácido.

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

El ácido acético, (CH_3COOH), produce una reacción semejante cuando se disuelve en agua para formar una solución de vinagre.

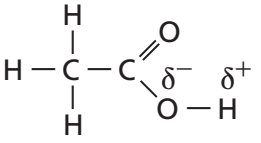
$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Observa las semejanzas entre estas dos reacciones. En ambos casos, la sustancia que se disuelve reacciona con agua para formar iones hidronio y un ion con carga negativa.

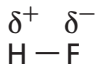
Átomos de hidrógeno ácidos ¿Cómo y por qué se forman los iones hidronio? En un nivel submicroscópico, la reacción de un ácido con agua es una transferencia de un ion hidrógeno, H^+, desde un ácido hacia una molécula de agua. Esta transferencia forma el ion hidronio con carga positiva, H_3O^+, y un ion con carga negativa. Cualquier átomo de hidrógeno de un ácido que se puede transferir se llama **hidrógeno ácido**. La **figura 14.5** muestra que es posible para los ácidos tener más de un ácido de hidrógeno por molécula.

¿Cuál hidrógeno es ácido? Observa nuevamente el ejemplo del ácido acético, (CH_3COOH), tiene cuatro átomos de hidrógeno ¿Cuál puede transferirse a una molécula de agua para formar el ion hidronio? Como se muestra en la **figura 14.6**, sólo el átomo de hidrógeno ligado al oxígeno, un elemento enormemente electronegativo, es ácido. Los átomos de hidrógeno ligados al carbono forman enlaces no polares y no son ácidos.

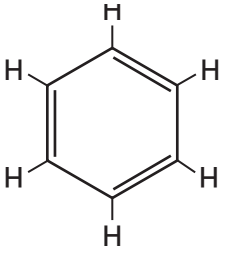
Aunque la diferencia de electronegatividad en el enlace oxígeno-hidrógeno facilita la transferencia del átomo de hidrógeno al agua, no todos los átomos de hidrógeno en los enlaces polares son ácidos. Por ejemplo, el metanol (CH_3OH) contiene un enlace oxígeno-hidrógeno, pero no es un ácido. Sin embargo, puedes estar seguro de que los átomos de hidrógeno en los enlaces no polares no son ácidos. Por tanto, puedes distinguir el hidrógeno ácido en el ácido acético. También puedes inferir que un compuesto como el benceno (C_6H_6) no tiene hidrógenos ácidos.



Ácido acético



Ácido fluorhídrico



Benceno

■ **Figura 14.6** Que un hidrógeno esté ionizado depende, en parte, de la polaridad de su enlace. El ácido acético y el fluoruro de hidrógeno contienen ambos hidrógenos ligados a elementos muy electronegativos: oxígeno y flúor, respectivamente. Dichos hidrógenos son ácidos. Sin embargo, los hidrógenos en el benceno no lo son.

Fabricación del ácido sulfúrico

Es difícil imaginarse que un simple ácido adquiera gran importancia mundial, pero el ácido sulfúrico la tiene. La mayoría de los países industrializados generan grandes cantidades. Sólo en Estados Unidos se producen 40 millones de toneladas de ácido sulfúrico por año, y lo usan para muchas cosas. 60 por ciento del ácido sulfúrico fabricado en Estados Unidos se destina para la fabricación de fertilizantes líquidos y otros productos químicos inorgánicos. El resto se usa para refinar petróleo, fabricar acero y producir compuestos químicos orgánicos. El ácido sulfúrico también es útil para eliminar materiales no deseados de los minerales y en las baterías automotrices de plomo que se muestran en la figura 1.

El proceso de fabricación

La producción del ácido sulfúrico es bastante simple. Empieza con la combustión del azufre para producir dióxido de azufre.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

■ **Figura 1** Batería automotriz de plomo.

■ **Figura 2** Almacenamiento de ácido sulfúrico.

El siguiente paso del proceso se denomina método de contacto porque las moléculas de dióxido de azufre y de oxígeno están en contacto con un catalizador, por lo general pentóxido de vanadio, V_2O_5. Cuando el dióxido de azufre y el oxígeno gaseosos pasan a través de un tubo caliente que contiene capas del catalizador en pastillas, el dióxido de azufre se convierte en trióxido de azufre. Para asegurar que la reacción sea completa, se repite la etapa de contacto con el catalizador dos veces.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{catalizador}} 2SO_3(g)$$

Luego, se hace burbujear el trióxido de azufre en una solución de ácido sulfúrico para producir ácido pirosulfúrico, $H_2S_2O_7$. Después, el ácido pirosulfúrico se pone en agua para producir ácido sulfúrico cuyo almacenamiento se muestra en la **figura 2**.

$$SO_3(g) + H_2SO_3(l) \longrightarrow H_2S_2O_7(l)$$

$$H_2S_2O_7(l) + H_2O(l) \longrightarrow 2H_2SO_4(l)$$

Discutiendo la tecnología

1. **Hipótesis** ¿Por qué crees que se hace burbujear el trióxido de azufre en una solución de ácido sulfúrico en lugar de hacerlo directamente en agua para producir ácido sulfúrico?
2. **Infiere** Algunas personas usan la cantidad de ácido sulfúrico que se produce en un país industrializado como un indicador económico. ¿Por qué es útil el ácido sulfúrico como indicador?

Figura 14.7 El ácido sulfúrico, el cual es usado para hacer acero, es un ejemplo de un ácido diprótico.

Reacción química abreviada Como sabes, puedes escribir una ecuación para la ionización de un ácido específico. Sin embargo, algunas veces es conveniente representar la formación de iones hidronio, cuando los ácidos se disuelven en agua, con una ecuación general. En esta ecuación cualquier ácido monoprótico se representa mediante la fórmula general HA. Compara esta ecuación general con la ecuación específica para la ionización del HCl.

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

$$HA + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + A^-(ac)$$

A pesar de que la ecuación general anterior es más completa, es mejor usar una forma abreviada de la reacción. En la forma abreviada, no se muestra al agua como participante de la reacción y el ion hidronio se representa por medio de un ion hidrógeno acuoso.

$$HA(ac) \longrightarrow H^+(ac) + A^-(ac)$$

Se aplican ecuaciones semejantes para la transferencia de iones hidrógeno a partir de ácidos polipróticos, como el ácido sulfúrico que se usa en el proceso para producir acero, como se muestra en la **figura 14.7**. Las ecuaciones que representan la transferencia se muestran en la **figura 14.8**.

Cuando se emplea este estilo tan abreviado, es necesario tener presente que la molécula de agua siempre es un participante activo en la reacción, aunque no se escriba en la ecuación.

Figura 14.8 Los ácidos polipróticos pierden sus hidrógenos ácidos uno por uno.

Describe ***los pasos que se necesitan para que un ácido diprótico y un ácido triprótico pierdan sus hidrógenos ácidos.***

	General:	Ejemplo:
Ácido diprótico	$H_2A(ac) \longrightarrow H^+(ac) + HA^-(ac)$ $HA^-(ac) \longrightarrow H^+(ac) + A^{2-}(ac)$	$H_2SO_4(ac) \longrightarrow H^+(ac) + HSO_4^-(ac)$ $HSO_4^-(ac) \longrightarrow H^+(ac) + SO_4^{2-}$
Ácido triprótico	$H_3A(ac) \longrightarrow H^+(ac) + H_2A^-(ac)$ $H_2A^-(ac) \longrightarrow H^+(ac) + HA^{2-}(ac)$ $HA^{2-}(ac) \longrightarrow H^+(ac) + A^{3-}(ac)$	$H_3PO_4(ac) \longrightarrow H^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$ $H_2PO_4^-(ac) \longrightarrow H^+(ac) + HPO_4^{2-}(ac)$ $HPO_4^{2-}(ac) \longrightarrow H^+(ac) + PO_4^{3-}(ac)$

Medición de los gases sanguíneos

En la sangre sólo hay cuatro iones hidrógeno por cada 100 000 000 de moléculas o iones de otro tipo. Pero las reacciones enzimáticas del organismo son sensibles a pequeños cambios en la concentración de iones hidrógeno, por lo que es muy importante. Los iones hidrógeno afectan las relaciones ácido-base de los fluidos corporales.

Interpretación del estado ácido-base sanguíneo Cuando una persona está enferma, el papel del médico es hacer un diagnóstico de las condiciones del paciente. Algunas veces esto es difícil porque condiciones diferentes tienen síntomas semejantes. Una herramienta de gran ayuda para los médicos es el análisis de sangre que proporciona información acerca de las relaciones ácido-base sanguíneas. La **figura 1** muestra sangre que se extrae de un paciente para preparar un análisis de sangre. Este análisis de sangre, en particular, proporciona datos sobre la acidez (pH), la presión causada por el dióxido de carbono (P_{CO_2}), la presión provocada por el oxígeno disuelto (P_{O_2}) y la concentración de hidrógeno carbonato (HCO_3^-). Los valores normales de estos componentes se muestran en la siguiente tabla.

Valores normales de algunos componentes sanguíneos

Componente plasmático	Intervalo normal
HCO_3^-	23-29 m Eq/L*
P_{CO_2}	35-45 mm Hg
P_{O_2}	75-100 mm Hg
pH	7.35-7.45

* Se expresa en equivalentes molares por litro.

Historias de casos Para ver cómo utiliza un médico las relaciones ácido-base, resulta interesante analizar historias de casos. En un caso, a una paciente con neumonía se le dio tratamiento con un respirador, pero la paciente no mejoró. Su análisis sanguíneo mostró lo siguiente:

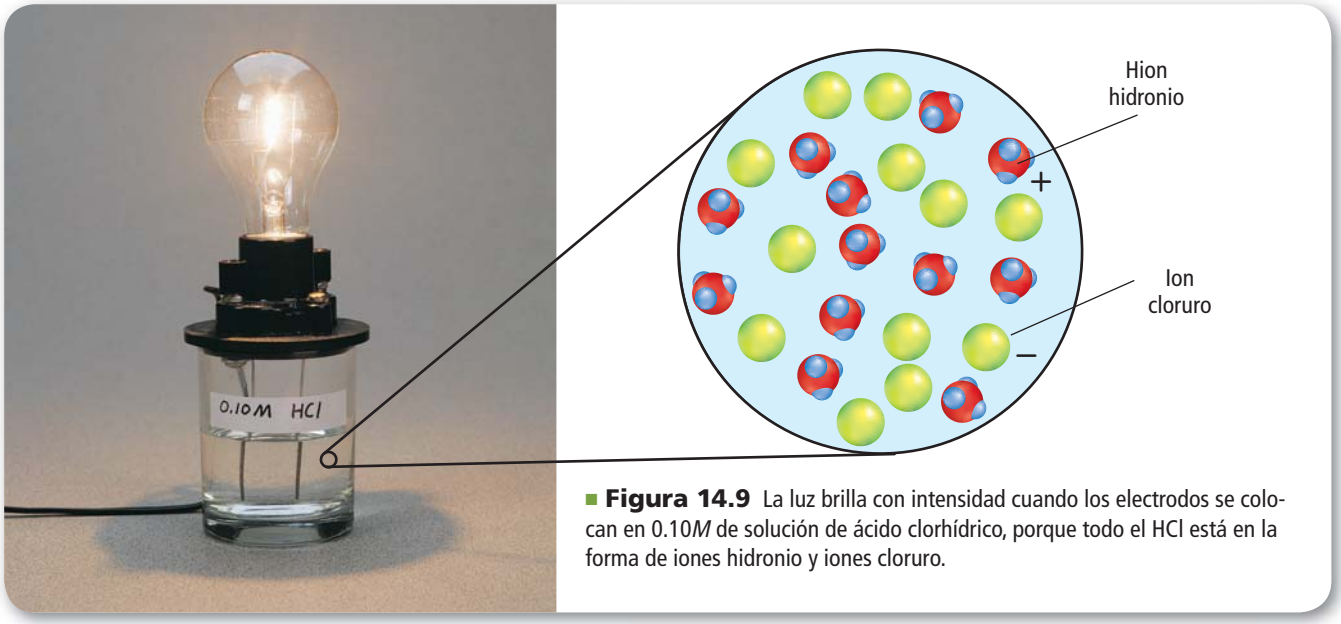
HCO_3^-	18 m Eq/L	P_{O_2}	75 mm Hg
P_{CO_2}	17 mm Hg	pH	7.65

Figura 1 La sangre que se extrae de un paciente puede analizarse para determinar los niveles de acidez, dióxido de carbono, oxígeno y iones carbonato.

No se esperaba el bajo nivel de dióxido de carbono y el alto pH mientras el respirador estaba funcionando. Estos niveles llevaron a los médicos a revisar los valores del respirador. El ajuste del volumen del respirador se había estropeado, por lo cual la paciente había recibido el doble de la cantidad de aire recomendada. Esto causó una alcalosis respiratoria, que implica disminución de la acidez sanguínea y de los tejidos. Cuando se ajustó el respirador, los niveles sanguíneos se normalizaron y, a medida que se restablecía el balance ácido-base, la paciente comenzó a recuperarse.

Conexión con la Química

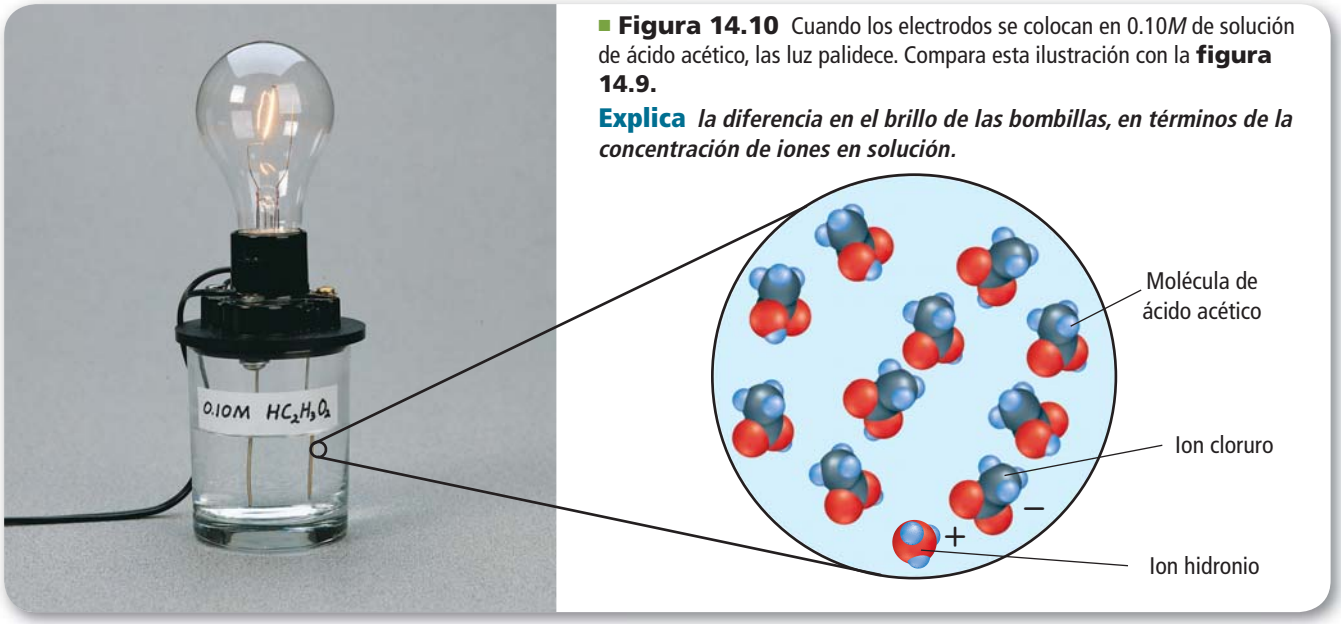
1. **Hipótesis** En un ataque cardiaco, la sangre que llega a algunas partes del corazón puede ser detenida o reducirse mucho. ¿Cómo podría afectar un ataque a la relación ácido-base sanguínea del músculo cardiaco?
2. **Aplicaciones** Los gases sanguíneos pueden fallar para mostrar anormalidades importantes mientras el paciente está en reposo. Sugiere una forma de superar este problema si el paciente no está en cama.



■ **Figura 14.9** La luz brilla con intensidad cuando los electrodos se colocan en 0.10*M* de solución de ácido clorhídrico, porque todo el HCl está en la forma de iones hidronio y iones cloruro.

Los ácidos son electrolitos Recuerda del capítulo 4 que el agua pura no conduce la electricidad. Algunas sustancias se disuelven en agua pura para formar iones. Dichas sustancias conducen la electricidad y se llaman electrolitos. Cuando esto sucede, el proceso se llama **ionización**. En particular, los ácidos forman iones por medio de un proceso denominado ionización ácida. Debido a que los ácidos se ionizan en agua para formar iones, las soluciones ácidas conducen la electricidad. Los ácidos son electrolitos.

En oposición a las soluciones de los compuestos iónicos, como la sal de mesa, que siempre son unos excelentes conductores de la electricidad, la conductividad de las soluciones ácidas oscilan en un intervalo desde fuertes hasta débiles. La **figura 14.9** muestra que 0.10*M* de solución de ácido clorhídrico es un excelente conductor. Por el contrario, la **figura 14.10** muestra que una solución de ácido acético en la idéntica concentración de 0.10*M* no conduce tan bien la corriente. El intervalo de la conductividad eléctrica demuestra que los ácidos varían en sus habilidades para producir iones.



■ **Figura 14.10** Cuando los electrodos se colocan en 0.10*M* de solución de ácido acético, las luz palidece. Compara esta ilustración con la **figura 14.9.**

Explica ***la diferencia en el brillo de las bombillas, en términos de la concentración de iones en solución.***

Figura 14.11 Todos estos compuestos son bases porque producen iones hidróxido cuando se disuelven en agua. Como con los ácidos polipróticos, es posible que la fórmula unitaria de un hidróxido metálico produzca más de un ion hidróxido en agua. El hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) y el hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) son ejemplos de tales bases.

Comportamiento submicroscópico de las bases

El comportamiento de las bases también se describe a nivel molecular mediante la interacción de la base con agua. Una **base** es una sustancia que produce iones hidróxido, OH^-, cuando se disuelve en agua. Hay dos mecanismos mediante los cuales las bases producen iones hidróxido cuando se disuelven en agua.

Bases sencillas: hidróxidos metálicos La clase más sencilla de base es un compuesto iónico, soluble en agua, que contiene el ion hidróxido como el ion negativo. Cuando el hidróxido de sodio se disuelve en agua, por ejemplo, se disocia en iones sodio (Na^+) y iones hidróxido (OH^-).

$$NaOH(s) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Cualquier hidróxido metálico, soluble en agua o ligeramente soluble en agua, será una base cuando se le agregue agua. Aquí, el agua juega un papel diferente que en la formación de iones hidronio, cuando los ácidos se disuelven en agua. El ion hidróxido se forma por la simple disociación iónica y no ocurre transferencia entre la base y las moléculas de agua para formar los iones hidróxido. La **figura 14.11** muestra las tres bases hidróxido metálicas comunes.

Bases que aceptan H^+ Cuando se disuelven en agua, algunas bases son compuestos covalentes que producen iones hidróxido mediante un proceso de ionización. La ionización implica la transferencia de un ion hidrógeno del agua hacia la base. El ejemplo más común de este tipo de bases es el amoniaco, NH_3.

Cuando el amoniaco gaseoso se disuelve en agua, algunas de las moléculas de amoniaco acuoso reaccionan con las moléculas de agua para formar iones amonio (NH_4^+) y iones hidróxido, como se muestra en esta reacción.

$$NH_3(g) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

El amoniaco produce iones hidróxido en agua, pero por un mecanismo diferente al del ejemplo del NaOH. En la reacción con amoniaco, la molécula de agua es un reactivo químico activo. Las moléculas de agua transfieren iones hidrógeno a las moléculas de amoniaco.

También es de ayuda contar con una reacción general para la ionización de una base covalente, que se representa con la letra B. Estudia la ecuación de la reacción general.

$$B + H_2O(l) \leftrightarrow BH^+(ac) + OH^-(ac)$$

Gente en la Química

Entrevista con Fe Tayag
química cosmetóloga

Ser un cuidadoso lector de etiquetas tiene su compensación. Aquí se presenta una sugerencia de la señorita Tayag, que ha formulado cosméticos durante más de 20 años. Muchas compañías de cosméticos descubrieron que aumentaban las ventas si se agregaba protector solar a sus productos. Pero, a menos que la etiqueta especifique el SPF (por sus siglas en inglés, Sun Protec Factor, factor de protección solar) con un número, probablemente no tiene la suficiente protección para ser de beneficio. En esta entrevista, la señorita Tayag comparte algunos consejos, que pueden convertirte en un buen comprador.

En el trabajo

P **Señorita Tayag, ¿qué hace usted en su trabajo?**

R Estoy en el Departamento de investigación y desarrollo de un laboratorio de cosméticos. Elaboro la fórmula de cosméticos, tales como champúes, lociones y baños de burbujas para compañías de cosméticos.

P **¿Podría darnos una idea de una fórmula típica de un champú?**

R Un champú sencillo consta de una mezcla de agua, laurilsulfato de sodio y una amida, para hacer espuma. Caliento la mezcla y luego tengo que ajustar la acidez. La mayoría de los champúes son neutros. Si es básico, lo ajusto con una solución de ácido cítrico. Después lo enfrío y verifico su viscosidad, o cómo fluye. No debe ser tan delgado como el agua ni tan espeso como la melaza, por lo cual regulo la viscosidad usando una solución de cloruro de sodio al 20 por ciento. Se le agregan perfume y color para que tenga buen olor y buena presentación.

P **Por lo general, en la etiqueta de los cosméticos aparece agua como el ingrediente principal. ¿Esto significa que, en su mayor parte, contienen agua?**

R Sí. Las cremas faciales con menor cantidad de agua tienen aproximadamente 60 por ciento de ella. La cantidad de agua que se usa depende del tipo de piel.

P **¿Qué colorantes pone usted a los cosméticos que hace?**

R Uso los colores aprobados por la Food and Drug Administration. Tienen los colores básicos, pero puedo combinarlos para producir otros colores. El colorante más común para los champúes es el verde. Parece que se asocia este color con frescura y limpieza.

P **¿Cuáles son las tendencias que analiza usted para desarrollar cosméticos?**

R Se crean cada vez más cosméticos para los diferentes grupos étnicos. Cada vez se agregan protectores solares a más cosméticos, a medida que aumenta el miedo de la gente al daño que puede causar la luz ultravioleta sobre la piel. Además, debido a la gran cantidad de la población que está envejeciendo, se popularizan cada vez más ingredientes que se supone tienen algún efecto para disminuir los efectos de la edad, como los antioxidantes. Además, hay un gran interés por los productos antialergénicos, cosméticos naturales que no tienen aroma ni color.

Primeras influencias

P ¿Cómo surgió su interés por ser química?

R Mi padre era almacenista en una compañía de cosméticos en Filipinas, donde crecí. Él estaba fascinado con el proceso de la producción de cosméticos. Como pensaba que el trabajo de un químico era un trabajo digno, me animó a estudiar química. Nuestra familia, que incluía ocho hijos, era pobre, pero él encontró la forma de enviarme al colegio.

P ¿Disfrutó usted el estudio de la química en el colegio?

R Al principio, no. Tuve momentos difíciles y me preguntaba: "¿Por qué estoy tomando este curso?" Yo lloraba en época de exámenes, pero no podía decepcionar a mi padre. Recé mucho y pensé que mi padre se esforzaba por conseguir dinero para pagar mi educación. Eso me ayudó a encontrar el valor para continuar. Mi tercer año en el colegio marcó un cambio y mis estudios fueron más sencillos para mí.

P ¿Hubo más personas, además de su padre, que influyeron en su carrera?

R Un amigo de mi padre me ayudó a conseguir un empleo en el laboratorio de cosméticos mientras estudiaba. Trabajaba durante el día y asistía a la escuela en la noche. De esa manera pude ver que la química era todo en el mundo real. Sentí que tenía ventajas sobre mis compañeros, a quienes les faltaba la experiencia práctica. Por ejemplo, en mi clase de química coloidal, yo llevaba materiales a la escuela y demostraba cómo hacer una crema limpiadora.

Impresiones personales

P ¿Considera usted que la química es, un poco, como cocinar?

R Sí. Cuando cocino cuento con mis sentidos de la vista y del olfato. En mi opinión, un agudo sentido del olfato y una gran habilidad para hacer observaciones son muy importantes también para un químico.

P Algunas personas piensan que los cosméticos son algo frívolo. ¿Está usted de acuerdo?

R No. Creo que es importante para que las personas confíen en sí mismas, que se vean bien. Debido a que la gente quiere ser atractiva y verse joven, ésta es una industria que nunca se acabará.

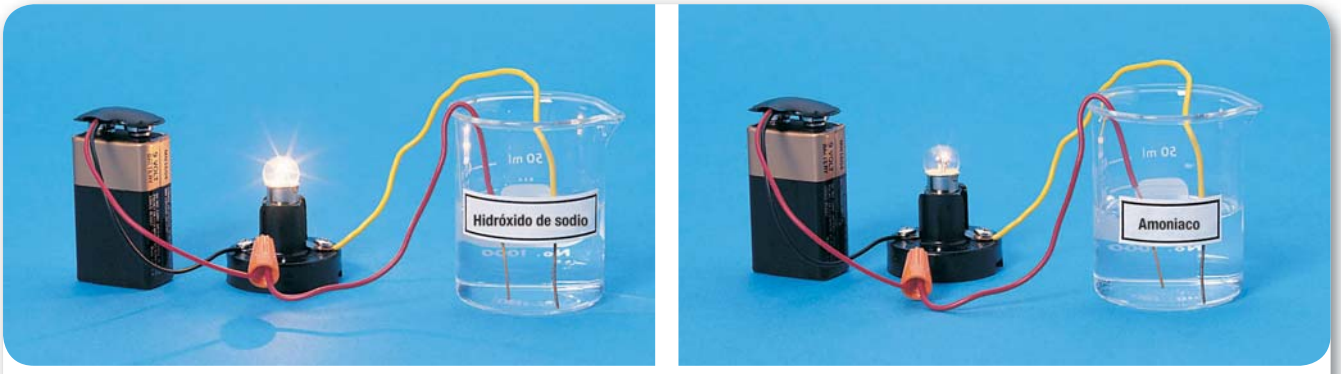
CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Estas carreras están relacionadas con la cosmetología química.

Inspector de alimentos y fármacos Grado de licenciatura y exámenes escritos

Representante de ventas de fabricantes Diploma de bachillerato

Cosmetólogo Examen de grado



■ **Figura 14.12** La conductividad eléctrica de NaOH 1*M* es mayor que la de NH_3 1*M*.

Explica ***¿Por qué algunas bases son buenas conductoras de corriente eléctrica en solución, mientras que otras no son tan buenas conductoras?***

Química en línea

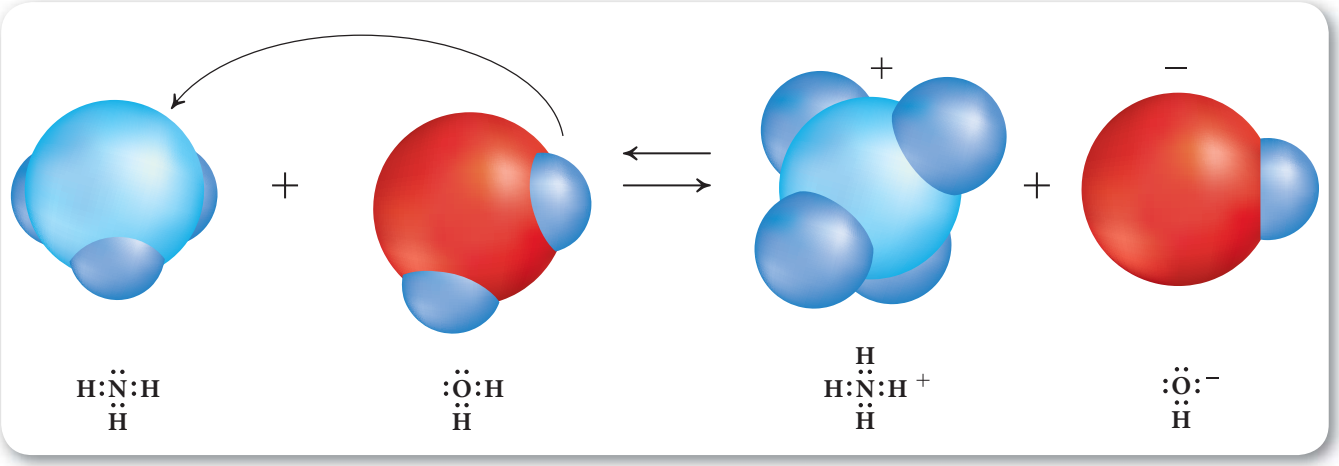
Personal Tutor Para consultar un tutorial en línea acerca de la transferencia de iones hidrógeno, visita glencoe.com.

Las bases son electrolitos

Debido a que una base en agua produce iones, puedes predecir que las soluciones acuosas de las bases conducirán la electricidad. En la **figura 14.12** se compara la conductividad de una solución de NaOH 1*M* con la de una solución de NH_3 1*M*. Igual que con los ácidos, varía la capacidad de las soluciones básicas para conducir la electricidad, lo cual depende de la base. Esta variación es una muestra de que existen diferencias en la capacidad de las diversas bases para producir iones.

¿Por qué el agua transfiere H^+ a las bases?

Recuerda por qué los ácidos transfieren iones hidrógeno al agua. Se puede usar el mismo modelo para explicar por qué las moléculas de agua ceden iones hidrógeno a las bases covalentes cuando éstas se disuelven en agua. Analiza el ejemplo del amoniaco, que es una molécula polar porque contiene los enlaces covalentes polares N—H. El extremo de la molécula con el nitrógeno tiene una ligera carga negativa y cada uno de los átomos de hidrógeno tiene una ligera carga positiva. Sobre el átomo de nitrógeno central también hay un par de electrones sin compartir. Observa la **figura 14.13** para ver lo que ocurre cuando las moléculas polares de amoniaco se disuelven en las moléculas polares de agua. Mientras revisas la figura, nota que la reacción es reversible. En esta reacción, en realidad se favorece la formación de NH_3 y H_2O. La transferencia de un protón del agua al amoniaco para formar el ion amonio y ion hidróxido sólo ocurre en pequeño grado, y la gran mayoría de las moléculas permanece sin ionizarse.



■ **Figura 14.13** El amoniaco es una molécula polar. El puente de hidrógeno que se forma entre el extremo de N del NH_3 y el extremo de H del H_2O tiene la suficiente fuerza para retirar completamente un H^+ del H_2O. Los dos electrones del enlace O—H que se rompió permanecen como un par solitario sobre el O. El resultado es un ion hidróxido estable, OH^-. Los enlaces del H^+ con el N del NH_3 usan el par electrónico solitario del N para formar un cuarto enlace N—H y un ion amonio estable, NH_4^+. Las estructuras de punto electrón muestran que estos iones son estables. Cada átomo, en las estructuras de puntos, tiene un número de electrones de valencia estable.

Otros ácidos y bases: los anhídridos

Existen dos clases de compuestos relacionados con los ácidos y bases que no encajan en los modelos previos, pero que actúan como ácidos o bases. Estos compuestos son óxidos, ya que contienen oxígeno unido sólo a otro elemento. Estos óxidos se llaman anhídridos, lo que significa que no contienen agua.

Los anhídridos son diferentes, lo cual depende de que el oxígeno esté unido a un metal o a un no metal. Los óxidos de los no metales, que forman ácidos cuando reaccionan con agua, se llaman **anhídridos ácidos**. Por otra parte, los óxidos de los metales que reaccionan con agua para formar bases, se llaman **anhídridos básicos**. En ambas reacciones, el agua es un reactivo activo. Ahora, analiza algunos ejemplos de anhídridos.

Anhídridos ácidos Probablemente el anhídrido ácido más común es el dióxido de carbono, CO_2. Cuando se hace burbujear dióxido de carbono en agua, ésta cambia el tornasol azul a rojo, lo que indica que el dióxido de carbono y el agua forman un ácido: el ácido carbónico, H_2CO_3. Una solución de dióxido de carbono también tiene un sabor ligeramente agrio, que es una de las razones por las que el agua carbonatada es una bebida refrescante. La **figura 14.14** muestra soluciones de varios óxidos comunes, incluido el dióxido de carbono, y agua.

Lluvia ácida El dióxido de carbono es un componente menor de la atmósfera terrestre y un componente importante del ciclo del carbono. Como el dióxido de carbono siempre está en la atmósfera, cuando llueve, se disuelve en el agua de lluvia y forma ácido carbónico. El resultado es que la lluvia siempre es ligeramente ácida.

Si la lluvia siempre es ácida, ¿por qué el aumento de acidez de la lluvia es de interés ambiental? La acidez normal de la lluvia no causa daño al ambiente. Sin embargo, son de interés otros óxidos de no metales, que no están presentes en la atmósfera de forma natural, así como los niveles de dióxido de carbono mayores de lo normal.

Fuentes de óxidos de azufre La fuente principal de óxidos de azufre a la atmósfera es la combustión de la hulla que contiene azufre, de las plantas de energía. Como este tipo de hulla se quema en un horno, se produce dióxido de azufre gaseoso, SO_2. El que se escapa hacia la atmósfera, en donde reacciona con más oxígeno para formar trióxido de azufre, SO_3.

LABORATORIO EN CASA

Consulta en la página 874 la **medición de la lluvia ácida**

Figura 14.14 Cada tubo contiene una solución de un óxido del elemento indicado, agua e indicador universal. En el rango ácido, el indicador universal va del rojo (más ácido) al amarillo claro. Por tanto, el tubo etiquetado carbono muestra que una solución de CO_2 es ligeramente ácida. En el rango básico, el indicador universal se oscurece, de café verdoso claro a morado oscuro.

Infiere ***Con base en la fotografía, ¿qué puedes inferir acerca de la naturaleza de los óxidos metálicos en solución?***

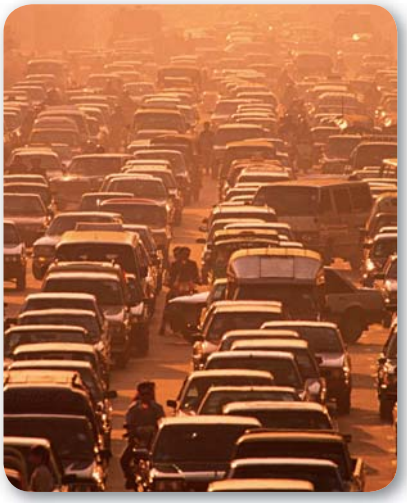


Figura 14.15 La fuente principal de los óxidos de nitrógeno de la atmósfera son los automóviles.

Fuentes de óxidos nitrogenados A temperatura ambiente, la reacción entre nitrógeno, N_2, y oxígeno, O_2, es lenta e insignificante. A la temperatura elevada del motor de un automóvil, la reacción entre los gases procede con rapidez y se producen, en los escapes, grandes cantidades de óxidos de nitrógeno, como se muestra en la **figura 14.15**.

Cuando los óxidos de azufre, los óxidos de nitrógeno y las altas cantidades de dióxido de carbono se disuelven en la lluvia se forman ácidos y producen lluvia ácida. La lluvia ácida se ha reducido durante la década pasada a medida que se han desarrollado nuevos mecanismos para controlar los óxidos de los no metales, que antes se dejaban en la atmósfera.

Anhídridos básicos A diferencia de los óxidos de los no metales, que son compuestos covalentes, los óxidos metálicos son compuestos iónicos. Cuando los óxidos metálicos reaccionan con agua, producen iones hidróxido. Consulta de nuevo la **figura 14.14** para ver soluciones de óxidos metálicos en agua.

Algunas veces, los jardineros usan óxido de calcio también conocido como cal, para tratar el suelo. Cuando el óxido de calcio se esparce en el suelo, reacciona con el agua del suelo para formar hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$. Después este compuesto forma iones calcio (Ca^{2+}) y iones hidróxido (OH^-).

$$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac)$$

$$Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + 2OH^-(ac)$$

Fabricación de jabón Históricamente se usaba una reacción semejante para preparar el jabón como se muestra en la **figura 14.16**. Cuando se quema la madera, durante el proceso de combustión, los átomos metálicos que contiene forman óxidos metálicos. Entre éstos predominan los de sodio, potasio y calcio. Estos óxidos metálicos son iónicos, por lo cual son sólidos, incluso a la temperatura tan elevada del fuego. Son el componente principal de las cenizas que quedan cuando se termina el fuego. Las cenizas se recolectaban y se mezclaban con una solución llamada lejía, la cual se mezclaba con grasa animal para formar el jabón. La reacción del agua y el óxido de sodio (Na_2O), uno de los óxidos metálicos de la ceniza de la madera, es semejante a la que se mostró de la cal con agua.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(ac)$$

$$NaOH(ac) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Figura 14.16 La lejía se producía recolectando las cenizas de la madera y remojándolas en agua. Después de varios días se separaba una solución muy básica de las cenizas insolubles y se combinaba con grasas animales, como se muestra en la foto. La lejía reaccionaba con la grasa para formar jabón.

Química y sociedad

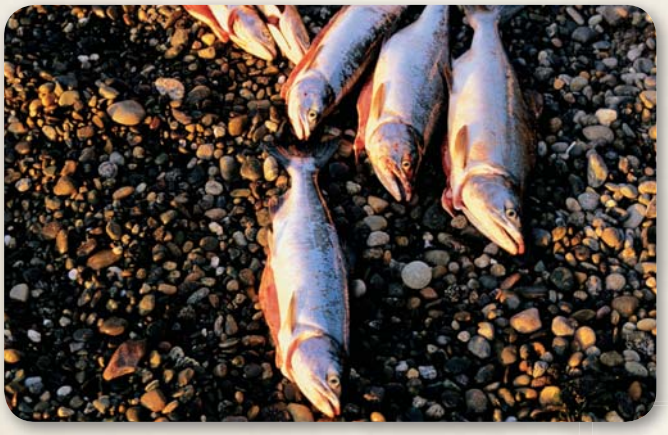
La contaminación atmosférica

El aire que respiras es, literalmente, cuestión de vida y muerte. Tu organismo absorbe oxígeno atmosférico que, durante la respiración, reacciona con glucosa para producir la energía que se requiere para todos los procesos vitales que te mantienen.

Desafortunadamente, algunas veces, el mismo aire contiene materiales que causan enfermedades respiratorias y tienen otros efectos perjudiciales. Con frecuencia, el aire está contaminado con productos químicos producidos por actividades de los humanos. Incluso la misma Tierra expulsa algunos contaminantes al aire durante las erupciones volcánicas o los incendios forestales

Introducción a los principales contaminantes del aire Los principales compuestos químicos que contaminan el aire son monóxido de carbono, CO, dióxido de carbono, CO_2, dióxido de azufre, SO_2, monóxido de nitrógeno, NO, dióxido de nitrógeno, NO_2, hidrocarburos y partículas suspendidas.

Además, se forman contaminantes debido a la acción de la luz solar, cuando reaccionan el oxígeno, los óxidos de nitrógeno y los hidrocarburos. Estas reacciones producen ozono, O_3, y aldehídos, como formaldehído, CH_2O. ¿Por qué son un problema los contaminantes?



■ **Figura 1** Salmón muerto por agua ácida.

Lluvia ácida ¿Qué tienen en común el salmón en la **figura 1** y los pinos en la **figura 2**? Ambos sucumbieron por los ácidos de su ambiente. Son dos de las muchas víctimas de la lluvia ácida. Muchas plantas industriales y de energía queman hulla y petróleo. El humo que producen puede contener grandes cantidades de óxidos de azufre, partículas suspendidas y óxidos de nitrógeno. Los automóviles también contribuyen al problema, ya que emiten óxidos semejantes. Estos compuestos químicos reaccionan con el agua del aire para formar ácidos, como el ácido sulfúrico. Estos ácidos alcanzan la superficie de la Tierra en precipitación. La lluvia ácida puede tener un efecto desastroso cuando llega a los cuerpos y caminos de agua. Pero, si un lago tiene un alto contenido de piedra caliza, es capaz de neutralizar parte del ácido.

■ **Figura 2** Pinos muertos por lluvia ácida.

Esmog Las grandes ciudades, con muchos automóviles, pueden tener otro problema con los contaminantes que transporta el aire. Se llama esmog, y es una niebla o bruma peligrosa por los humos químicos y las partículas suspendidas que contiene.

Un tipo de esmog, conocido como esmog fotoquímico, se forma cuando los contaminantes de los escapes de los automóviles llegan al aire y se exponen a la luz solar. El esmog fotoquímico por lo general, es peor en días calurosos y entre las 11 a.m. y las 4 p.m., cuando los gases de los escapes se han acumulado en el aire.

ANÁLISIS del tema

1. **Adquiere información** Investiga el libre comercio en tu país. ¿Cómo puede afectar el tratado de libre comercio en los problemas de contaminación de tu país?
2. **Debate** Los modelos de automóviles viejos son los responsables de la mayor cantidad de contaminantes del aire que descargan en la atmósfera. Inicia un debate sobre si estos automóviles se deben retirar de la circulación.

Tabla 14.2 **Ácidos y bases cotidianos**

Ácidos • limones • tomates • vinagre • café • té	
Bases • limpiador de hornos • jabón • lejía • antiácidos	

La conexión macroscópica-submicroscópica de los ácidos y de las bases

PROBLEMAS ADICIONALES
Para adquirir más práctica con los ácidos y las bases, consulta los problemas adicionales de práctica, página 830.

En la **tabla 14.2** se listan algunos ácidos y bases cotidianos. Las propiedades de los ácidos y de las bases están determinadas por las interacciones submicroscópicas entre el ácido o la base y el agua como disolvente. Por ejemplo, tanto el ácido hidroclórico como el ácido acético interactúan con agua, lo que hace que se transfieran iones hidrógeno desde el ácido hacia las moléculas de agua para formar iones hidronio. Ambas soluciones hacen que cambie a rojo el azul tornasol. Aunque estas propiedades son iguales para ambos ácidos, recuerda que la conductividad de una solución de ácido hidroclórico 1*M* es mucho mayor que la de una solución de ácido acético 1*M*.

Una base interactúa con las moléculas de agua para formar iones hidróxido, ya sea por disociación iónica o por la transferencia de un ion hidrógeno desde una molécula de agua hacia la base. Analiza una solución de hidróxido de sodio 1*M* y una solución de amoniaco 1*M*. Ambas soluciones son básicas. Cada una cambia el tornasol rojo a azul. Pero la solución de hidróxido de sodio muestra una conductividad eléctrica alta, mientras que la solución de NH_3 sólo la conduce débilmente.

Sección 14.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Las concentraciones de iones hidronio (H_3O^+) y iones hidróxido (OH^-) determinan si una solución acuosa es ácida, básica o neutra.
- Los anhídridos ácidos son óxidos no metálicos que reaccionan con agua para formar ácidos. Los anhídridos básicos son óxidos metálicos que reaccionan con agua para formar bases.

1. Idea PRINCIPAL **Elabora una tabla** que compare y contraste las propiedades de los ácidos y de las bases.
2. **Demuestra** Usa una ecuación química para mostrar cómo encaja con la definición de ácido el HNO_3 acuoso.
3. **Identifica** Analiza los óxidos MgO y CO_2. Indica si cada óxido es un anhídrido básico o un anhídrido ácido. Escribe una ecuación para cada uno, que demuestre su química ácido-base.
4. **Explica** Con frecuencia, los químicos le dan el nombre de ion hidrógeno a un protón. Explica por qué un ácido algunas veces se llama donador de protones, y una base receptora de protones.
5. **Aplica** Después de usar jabón para lavar los platos a mano, algunas veces es difícil quitar de tus manos la sensación resbaladiza. Explica por qué al enjuagar tus manos con jugo de limón se hacen menos resbaladizas.

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Objetivos

- **Relacionar** las conductividades eléctricas diferentes de soluciones ácidas y básicas con su grado de disociación o de ionización.
- **Distinguir** los ácidos o bases fuertes o débiles según su grado de disociación o de ionización.
- **Comparar** y contrastar la composición de las soluciones de ácidos o bases fuertes y débiles.
- **Relacionar** el pH con la fuerza de los ácidos y de las bases.

Revisión de vocabulario

ionización: el proceso por el cual se forman iones a partir de compuestos covalentes

Vocabulario nuevo

base fuerte
ácido fuerte
ácido débil
base débil
pH

FOLDABLES

Incorpora la información de esta sección en tu organizador plegable.

La fuerza de los ácidos y las bases

Idea PRINCIPAL **En solución, los ácidos y bases fuertes se ionizan por completo, pero los ácidos y bases débiles sólo se ionizan parcialmente.**

Vínculos de lectura en el mundo real Tú no vacilarías en usar el ácido acético del vinagre en una ensalada, pero ciertamente no usarías ácido clorhídrico en algún tipo de alimento. Por otra parte, el ácido clorhídrico es mucho mejor para limpiar ladrillos que el vinagre. Esto también se aplica a las bases: las soluciones de amoniaco son mejores como limpiadores suaves, mas no como destapadores de desagües. El hidróxido de sodio es una de las bases a elegir para destapar desagües.

Ácidos y bases fuertes

Sabes que cuando los ácidos y las bases se mezclan con agua forman iones. Mucho del comportamiento de los ácidos y las bases depende de cuántos iones forma un ácido o una base, en particular, con agua. El grado con que los ácidos o las bases producen iones depende de la naturaleza del ácido o la base.

Los ácidos y las bases se clasifican en una de dos categorías, lo cual depende de su fuerza, que es el grado con que forman iones. La categoría de fuerte se reserva para aquellas sustancias, como el hidróxido de sodio y el ácido hidroclórico, que se disocian o se ionizan por completo y producen el número máximo de iones cuando se disuelven en agua. Todos los demás ácidos y bases se clasifican como débiles, porque producen pocos iones cuando se disuelven en agua. La **figura 14.17** muestra un uso del ácido fuerte ácido clorhídrico, y un uso de la base fuerte hidróxido de calcio.

Bases fuertes Una **base fuerte** es una base que se disocia en iones cuando se disuelven en agua. El hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) es una base fuerte porque las unidades de la fórmula del hidróxido de calcio se disocian para separar a los iones del calcio y del hidróxido en una solución. La disociación de la base es completa.

Figura 14.17 El ácido fuerte ácido clorhídrico (HCl), también llamado ácido muriático, se usa para limpiar ladrillos y concreto. La base fuerte hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se usa para elaborar lechada.

Tabla 14.3 Ácidos y bases fuertes comunes

Ácidos fuertes	Bases fuertes
Ácido perclórico ($HClO_4$)	Hidróxido de litio (LiOH)
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	Hidróxido de sodio (NaOH)
Ácido yodhídrico (HI)	Hidróxido de potasio (KOH)
Ácido bromhídrico (HBr)	Hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
Ácido clorhídrico (HCl)	Hidróxido de estroncio ($Sr(OH)_2$)
Ácido nítrico (HNO_3)	Hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$)

Concepts In Motion

Interactive Table Explora los ácidos y bases comunes en glencoe.com.

La fuerza de ambos ácidos y bases se basa en el porcentaje de la fórmula de unidades disociadas. La **tabla 14.3** menciona algunos ácidos y bases fuertes comunes. Las bases fuertes que se muestran en la **tabla 14.3** son todas compuestos iónicos que contienen iones hidróxido. El hidróxido de sodio y el hidróxido de potasio son las bases comunes más fuertes que encontrarás. Una solución de NaOH 1*M* y una solución de KOH 1*M* contiene, cada una, 1*M* de OH^-, porque ambos compuestos están disociados por completo.

Ácidos fuertes Un **ácido fuerte** es un ácido que se ioniza completamente en agua. El ácido clorhídrico, cuyo uso se muestra en la **figura 14.17**, es un ácido fuerte. Recuerda de la **figura 14.6** que la polaridad del enlace tiene un papel en cuanto a si el hidrógeno es ácido. Puesto que la atracción entre las moléculas de agua y el hidrógeno en el HCl es más fuerte que la atracción entre el hidrógeno y el cloro en HCl, toda unidad de HCl se ioniza. Una solución de HCl 1*M* contiene 1*M* de H_3O^+ y 1*M* de Cl^-. De manera semejante, una solución de ácido nítrico HNO_3 1*M* contiene 1*M* de H_3O^+ y 1*M* de NO_3^-.

Como se usan con mucha frecuencia, es conveniente memorizar los nombres y fórmulas de los ácidos y bases fuertes de la **tabla 4.3**. Si un ácido o una base no aparece en esta lista, se considera un ácido débil o una base débil. Sin embargo, el término débil no es absoluto. La fuerza de los ácidos y las bases cubre un amplio rango, desde fuerte hasta extremadamente débil. Observa que las bases en la **tabla 14.3** más fuertes son, todos los hidróxidos de los metales alcalinos del grupo I, o de los alcalinotérreos del grupo II. El término *álcali* se usa, con frecuencia, para referirse a materiales que tienen propiedades básicas evidentes.

Ácidos y bases débiles

La categoría de ácidos y bases débiles contiene a aquellos con un amplio intervalo de fuerzas. Es la categoría a la cual pertenecen la mayoría de los ácidos y de las bases. En lugar de estar ionizados parcialmente, los ácidos y las bases débiles sólo están parcialmente ionizados.

Ácidos débiles El ácido acético (CH_3COOH) es un buen ejemplo de un ácido débil. Un **ácido débil** es un ácido que sólo se ioniza parcialmente en solución. En otras palabras, la mayoría de los ácidos permanecen como CH_3COOH. Por ejemplo en una solución de CH_3COOH 1*M*, se ionizan menos de 0.5 por ciento de las moléculas del ácido, mientras que 99.5 por ciento de las moléculas del ácido acético permanecen como moléculas. Otra forma de apreciar este proceso es imaginar 1 000 moléculas de ácido acético en una solución acuosa. En promedio, sólo cinco de las 1 000 moléculas transfieren su único hidrógeno a una molécula de agua. La molaridad del ion hidronio producido en una solución de CH_3COOH es mucho menor que 1*M* debido a la ionización parcial. Otros ácidos débiles comunes son el ácido fosfórico (H_3PO_4), y el ácido carbónico, (H_2CO_3), se pueden encontrar en los refrescos.

La **figura 14.18** muestra la estructura de algunos ácidos débiles comunes. Nota que cada hidrógeno ácido está ligado a oxígeno, y forma un enlace polar. La atracción entre el hidrógeno ácido y el oxígeno es más fuerte que su atracción al agua. Por tanto, se ionizan menos moléculas.

La **tabla 14.4** muestra la dramática diferencia en grado de ionización entre una solución de un ácido débil y una de un ácido fuerte. Una solución de un ácido débil contiene una mezcla de moléculas de ácido no ionizadas,

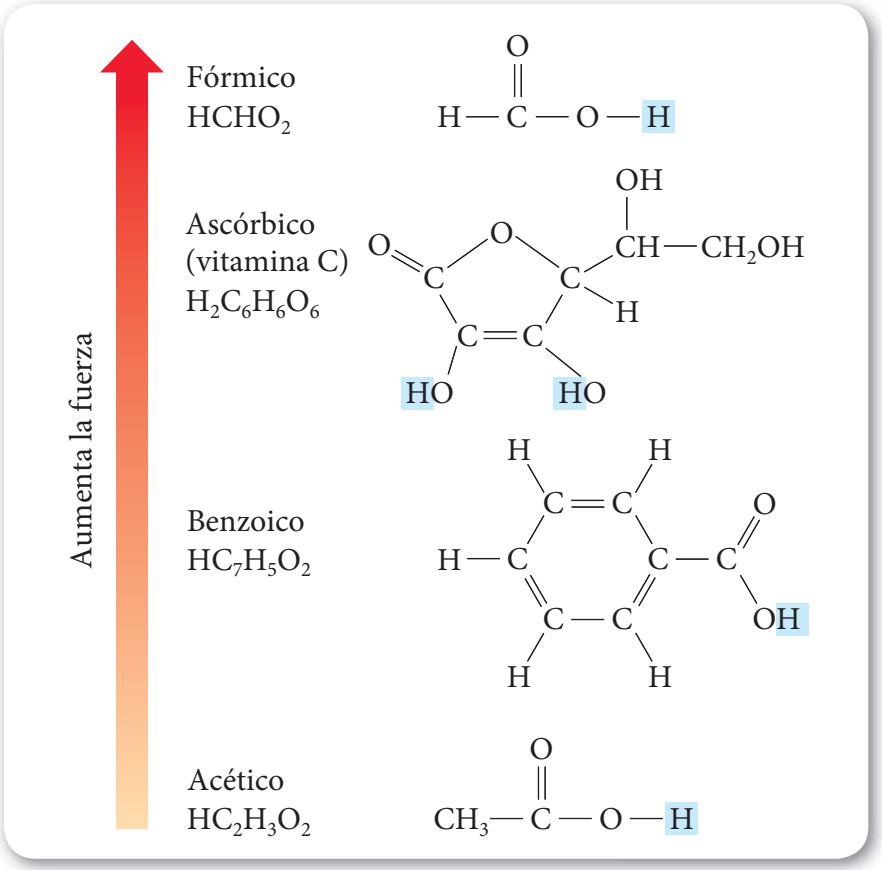


Figura 14.18 Las estructuras de algunos ácidos débiles comunes varían. Los hidrógenos ácidos se destacan en azul.

iones hidronio y los iones negativos correspondientes. La concentración del ácido no ionizado siempre es la mayor de las tres concentraciones. De hecho, para los ácidos más débiles, la concentración de moléculas de ácido no ionizadas es muy cercana a 100 por ciento, mientras que la concentración de moléculas ionizadas es muy cercana a cero por ciento.

Tabla 14.4 **Ácidos fuertes y débiles**

Tipo de ácido	Concentración antes de ionización	Ionización	Concentración de equilibrio después de ionizacion
Fuerte (como HCl)	HA	Completa (100%)	H_3O^+ A^-
Débil (como $HCHO_2$)	HA	Parcial (varía el porcentaje)	HA H_3O^+ A^-

Bases débiles El amoniaco es un ejemplo de base débil. Al igual que un ácido débil, una **base débil** se ioniza sólo parcialmente en solución. El amoniaco es una molécula polar que puede atraer un ion hidrógeno del agua. En una solución acuosa de amoniaco 1*M*, sólo aproximadamente 0.5 por ciento de las moléculas de amoniaco reaccionan con agua para formar iones amonio y iones hidróxido. Cerca de 99.5 por ciento de las moléculas de amoniaco permanecen como moléculas intactas. La molaridad de los iones hidróxido en una solución de amoniaco 1*M* es mucho menor que 1*M*. El componente principal disuelto en una solución de una base débil es la base no ionizada. Otros ejemplos de bases incluyen hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) e hidróxido de hierro(III) ($Fe(OH)_3$).

Débil no es insignificante A pesar de que la mayoría de los ácidos y de las bases se clasifican como débiles, su comportamiento es muy importante. La mayoría de la química ácido-base en los sistemas vivos sucede por las interacciones entre ácidos y bases débiles. Por ejemplo, los aminoácidos, las moléculas pequeñas que sirven como bloques de construcción de las proteínas, tienen propiedades tanto de ácidos débiles como de bases débiles. La parte amino de la molécula actúa como una base cuando tiene contacto con un ácido fuerte y la parte ácida de la molécula actúa como un ácido débil cuando se expone frente a una base. Las vueltas del ADN para formar la doble hélice también se deben a las interacciones entre los ácidos y las bases débiles.

Fuerte no es concentración A pesar de que los términos *débil* y *fuerte* se usan para comparar la fuerza de los ácidos y de las bases, los términos *diluido* y *concentrado* se usan para describir la concentración de las soluciones. La combinación de fuerza y concentración determina, finalmente, el comportamiento de la solución. Por ejemplo, compara las soluciones en la **figura 14.19**. Nota en las etiquetas que es posible tener una solución concentrada de un ácido débil o de una base débil o bien una solución diluida de un ácido débil o de una base débil. De forma semejante, puedes tener una solución concentrada de un ácido fuerte o de una base fuerte así como una solución diluida de un ácido fuerte o de una base fuerte.

Figura 14.19 Fuerza y concentración son propiedades separadas de los ácidos y las bases. El número de iones que un ácido o una base aportan a la solución depende tanto de la fuerza como de la concentración.

Determina *cuál de los ácidos está más concentrado. ¿Cuál es más fuerte? ¿Cuál de las bases está más concentrada? ¿Cuál es más fuerte?*

La escala de pH

Debido al intervalo de concentración de las soluciones, el intervalo de las concentraciones posibles de iones hidronio y de iones hidróxido en las soluciones de ácidos o bases, es enorme. Por ejemplo, una solución de HCl $6M$ tiene una molaridad de H_3O^+ de $6M$, pero una solución de $HC_2H_3O_2$ $6M$ tiene una molaridad de H_3O^+ de $0.01M$. En la mayoría de los casos, el intervalo que se observa de concentraciones posibles de iones hidronio o hidróxido abarca de $10^{-14}M$ hasta $10^{0}M$. Para hacer más sencillo el trabajo con este intervalo de concentraciones posibles se desarrolló la escala de pH, que se muestra en S.P.L. Sørenson.

¿Qué es el pH? **pH** es una escala matemática en la que se expresa la concentración de iones hidronio de una solución como un número, desde 0 hasta 14. Es mucho más sencillo trabajar con una escala de 0 a 14, que con intervalo de 10^0 a 10^{-14}. La escala pH es una manera conveniente de describir la concentración de iones hidronio en soluciones ácidas, así como los iones hidróxido en soluciones básicas. El valor negativo del pH es el del exponente de la concentración de iones hidronio. Por ejemplo, una solución con una concentración de iones hidronio de $10^{-11}M$ tiene un pH de 11. Una solución con un pH de 4 tiene una concentración de iones hidronio de $10^{-4}M$.

Relación de iones hidronio con hiones hidróxido ¿Cómo se relacionan estos números con la concentración de los iones hidróxido? Las evidencias experimentales muestran que, cuando se multiplican entre sí la concentración de iones hidronio y la concentración de iones hidróxido de una solución acuosa, el producto es 10^{-14}. Por tanto, si el pH de una solución es 3, la concentración de iones hidronio es $10^{-3}M$ y la concentración de iones hidróxido es $10^{-14}/10^{-3}M$, que es $10^{-14-(-3)}M$, o bien, $10^{-11}M$.

Puedes considerar que los iones hidronio e hidróxido se encuentran en una escala deslizante: conforme la concentración de uno aumenta, la concentración del otro disminuye. Las soluciones ácidas simplemente contienen más iones hidronio que iones hidróxido, mientras que las soluciones básicas contienen más iones hidróxido que iones hidronio. La **figura 14.20** te ayudará a visualizar la relación entre las concentraciones de ion hidronio e hidróxido.

Soluciones neutras En las soluciones neutras, las concentraciones de iones hidronio e hidróxido son iguales. Dado que el producto de las concentraciones debe ser igual a 10^{-14}, las concentraciones de iones hidronio e hidróxido en una solución neutra son 10^{-7}. Esto corresponde a un pH de 7.

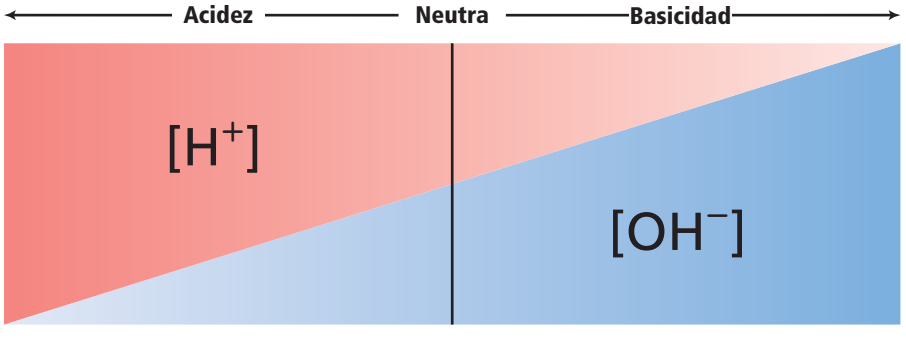


Figura 14.20 Nota cómo $[H^+]$ y $[OH^-]$ cambian simultáneamente. Conforme $[H^+]$ disminuye a la derecha, $[OH^-]$ aumenta hacia la derecha.

Identifica *el punto en el diagrama donde son iguales las dos concentraciones iónicas.*

PROBLEMAS ADICIONALES

Para adquirir más práctica con el pH y la concentración iónica, consulta los problemas adicionales de práctica, página 830.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 864

Encuentra el pH de cada una de las siguientes soluciones:

6. La concentración de iones hidronio es igual a:

a) $10^{-5}M$ **b)** $10^{-12}M$ **c)** $10^{-2}M$

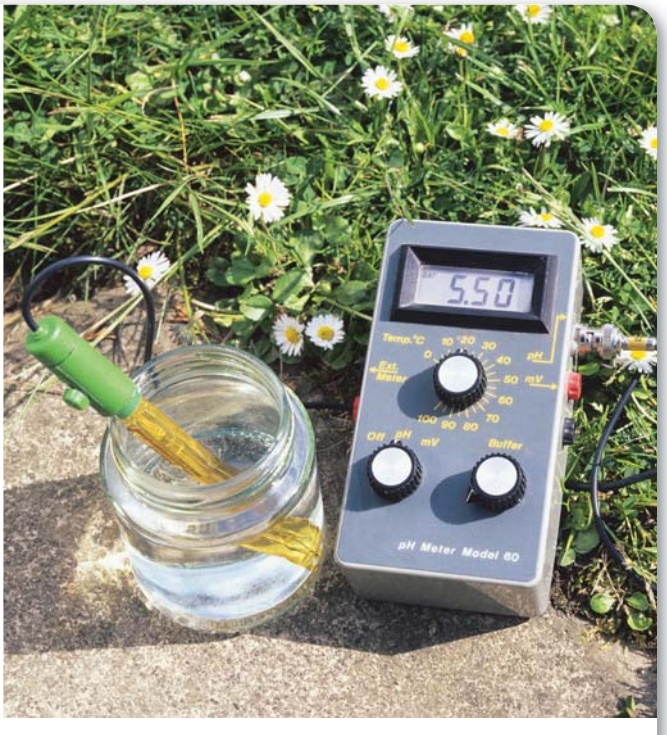
7. La concentración de iones hidróxido es igual a:

a) $10^{-4}M$ **b)** $10^{-11}M$ **c)** $10^{-8}M$

Interpretación de la escala del pH Tú sabes que la escala del pH se divide en tres regiones. Las soluciones con un pH menor a 7 son ácidas, y las soluciones con un pH mayor a 7 son básicas. Si una solución tiene un pH exactamente de 7, se dice que la solución es neutra. No es ácida ni básica. La **figura 14.21** muestra dos formas usuales para valorar el pH de una solución. ¿Qué indica un cambio en pH acerca de las concentraciones de iones hidronio e hidróxido en una solución?

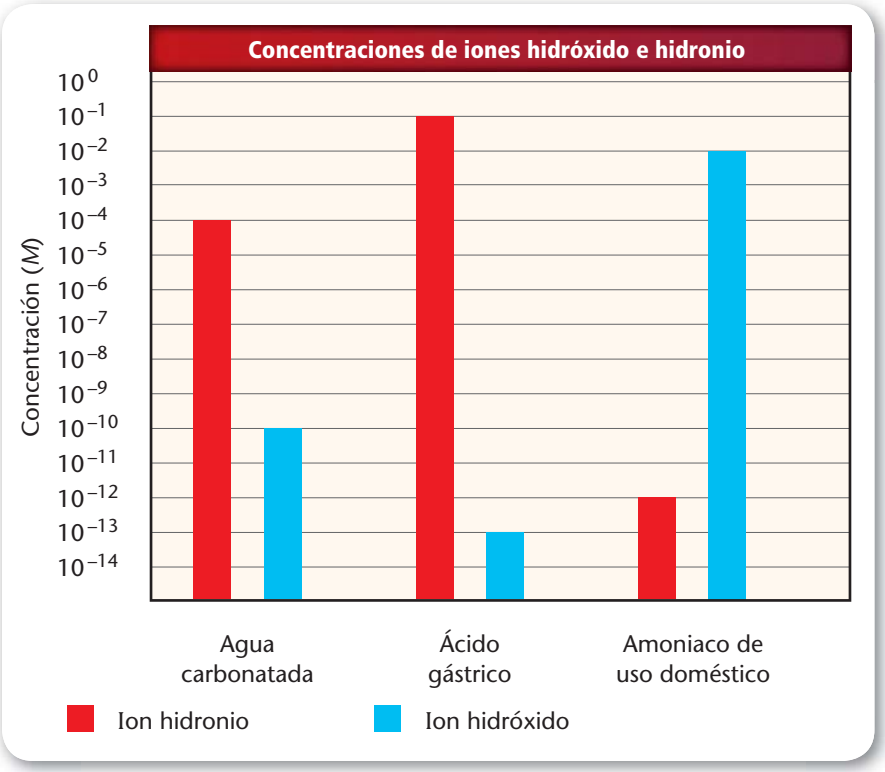
pH decreciente Así como el pH disminuye, la concentración de iones de hidronio aumenta, y la concentración de iones hidróxido disminuye. Cada uno hasta que disminuyen en el pH tiene un valor de 10 en una concentración de un ion de hidronio. Por ejemplo una solución con un pH de 4 y una solución con un pH de 3 son ambos ácidos porque su pH es menos de 7. La solución tiene con su pH de 3 diez veces la concentración de H_3O^+ comparada con una solución de pH de 4. Pequeñas cargas de pH pueden significar grandes cargas de concentraciones de iones de hidronio.

El pH aproximado de una solución puede obtenerse al humedecer un trozo de papel pH con la solución y comparar el color del papel húmedo con un conjunto de colores estándar.



Un pH metro portátil, que se usa arriba para medir el pH del agua de lluvia, proporciona una medición más precisa en forma de un despliegue digital del pH.

■ **Figura 14.21** El papel tornasol puede decirte si una solución es ácida o básica: rojo para ácidos, azul para bases. Sin embargo, si quieres conocer el pH de una solución, necesitarás papel pH o un pH metro.



■ **Figura 14.22** Observa las concentraciones de iones del hidronio y del hidróxido son soluciones de tres.

Aplica ***Para cada solución ¿cuál es el producto de las dos concentraciones?***

pH creciente Así como el pH aumente, la concentración de iones de hidróxido aumenta y la concentración de iones de hidronio disminuye. Por ejemplo, considera una solución con un pH de 10 y otra solución con un pH de 11. La solución con un pH de 11 tiene 10 veces más iones de hidróxido que una solución con un pH de 10.

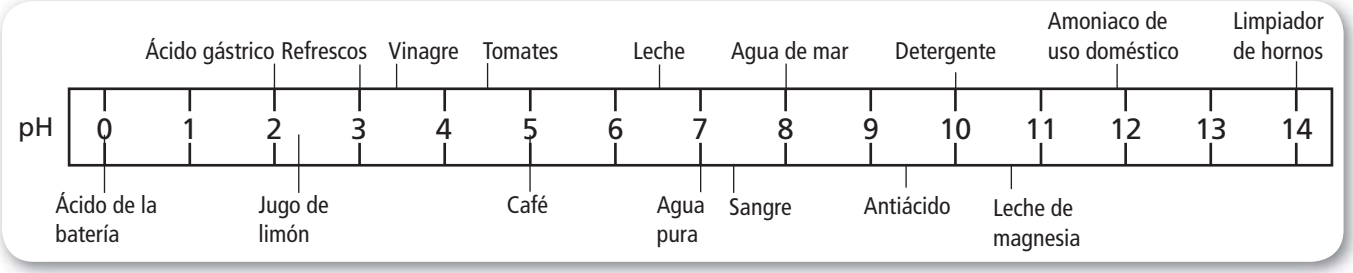
En una solución neutra, la concentración de iones de hidróxido y la concentración de iones de hidronio son iguales. La **figura 14.22** compara las concentraciones de iones de hidróxido e hidronio con tres soluciones con diferente pH.

pH de sustancias comunes La **figura 14.23** muestra el pH de algunas sustancias comunes. Nota el rango de pH, desde la batería ácida hasta el limpiador de hornos. El agua pura es exactamente neutra.

Compara el pH del vinagre y la leche. Dependiendo del tipo de vinagre, el rango del pH es de 2.4 a 3.4. Si tú tienes una botella de vinagre con un pH de 3.4, el vinagre es definitivamente ácido. La leche, con un pH de 6.4, también es ácido, pero por poco. La diferencia entre 3.4 y 6.4 (unidades de pH) tal vez no sean muy similares, pero recuerda que cada unidad de pH representa un poder de 10. Una diferencia de 3 unidades pH significa que las concentraciones de iones de hidronio en el vinagre es 10^3 o 1 000 veces la concentración de hidronio en la leche.

■ **Figura 14.23** Compara los valores pH para estas sustancias familiares.

Determina ***si el agua de mar o el detergente tiene una mayor concentración de iones H^+. ¿Cuántas veces mayor?***



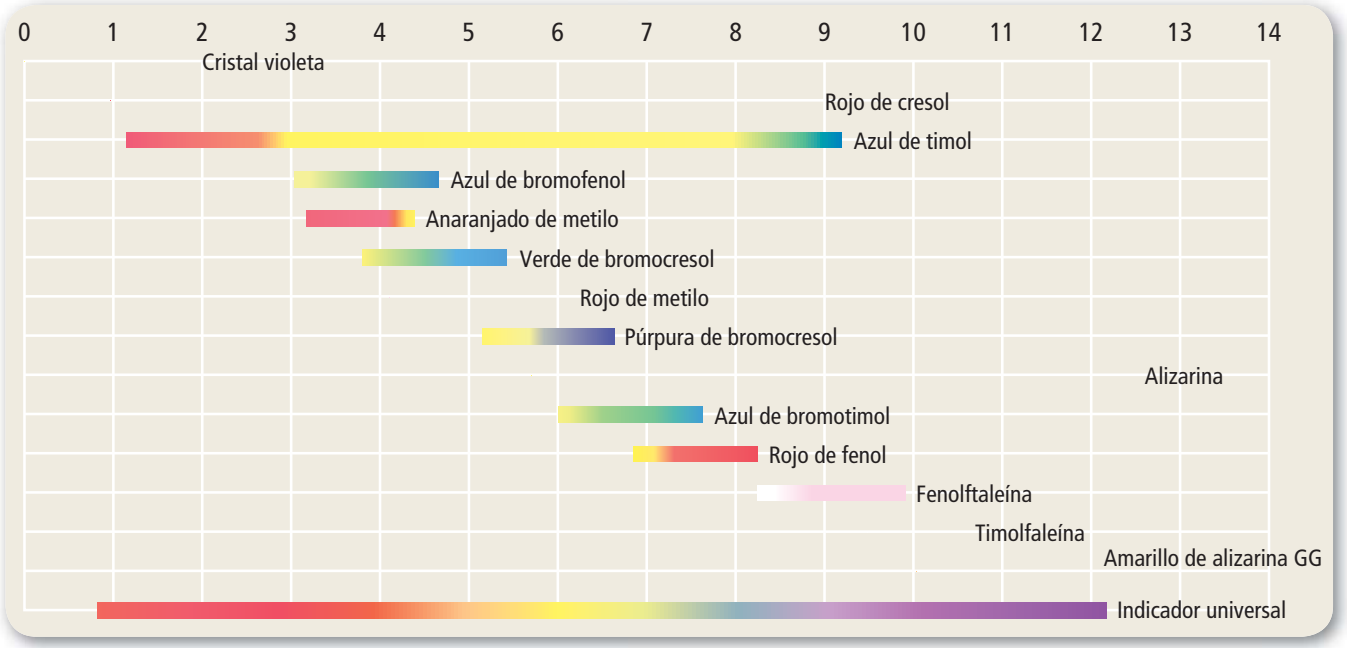


Figura 14.24 Observa los colores de estos diferentes indicadores ácido-base en la escala del pH. Algunos son mejores indicadores a pH bajo, otros, a pH moderado y otros, a pH alto.

Uso de indicadores para medir el pH

Tal vez has estado en una alberca y has visto que alguien hace pruebas de pH al agua. El pH indica las condiciones del agua y la conveniencia de nadar en ella. Las soluciones coloreadas que se usan en esta prueba son indicadores que tienen colores diferentes a valores de pH diferentes. Estos colorantes no son tan precisos como el medidor de pH, pero te permiten determinar un pH aproximado comparando el color con una tabla de tipos. En la **figura 14.22**, se muestran los colores de algunos indicadores a diferente pH.

MiniLab 14.2

Antiácidos

¿Cómo puedes evaluar la efectividad de los antiácidos? Usa tu conocimiento de la química de los ácidos para evaluar los efectos de los antiácidos que generalmente se usan para el tratamiento de las agruras.

Procedimiento

1. Lee y completa el formulario de seguridad del laboratorio.
2. Consigue cuatro **bolsas pequeñas con cierre** y marca cada una con el nombre de un antiácido que vayas a probar.
3. Agrega 5 mL de **vinagre** a cada una de las cuatro bolsas, 10 mL de **agua** y **suficiente indicador de jugo de col** (probablemente entre 30 y 40 gotas) para darles diferente color.
4. Agrega una **tableta del antiácido** apropiado a cada bolsa, elimina el exceso de aire y cierra la bolsa.
5. Aprieta las tabletas del antiácido para que se rompan en trozos pequeños. Anota tus observaciones. Cuando ya terminaron las reacciones o disminuyen notablemente, observa y anota el color y los valores aproximados del pH de las soluciones. Consulta la tabla de colores de pH del Laboratorio de química en la página 506.

Análisis

1. **Describe** las diferentes formas en que los antiácidos reaccionaron con el vinagre.
2. **Infiere** cuál de los antiácidos contiene carbonatos. Explica tu respuesta.
3. **Concluye** ¿Cuáles antiácidos resultaron más efectivos? Explica.

Balance del pH en los cosméticos

Debido a que existen tantos champúes disponibles, puede resultarte difícil saber cuál de ellos es el mejor para tu cabello. La publicidad de cada uno te indica que su champú te ofrece más que cualquier otro champú. ¿Cómo puedes seleccionar?

Los químicos cosmetólogos tienen muchas herramientas para determinar el efecto de sus productos en diferentes tipos de cabello. Una técnica, desarrollada por la NASA, consiste en colocar un cabello en un microscopio conectado a una pantalla de televisión conectada, a su vez, a una computadora. Ésta evalúa el cabello antes y después del tratamiento con el champú. El trabajo con diferentes tipos de cabello permite a estos químicos determinar el mejor tratamiento para cada tipo de cabello.

Figura 1 Productos con pH balanceado.

Los champúes y el balance del pH La capa externa y transparente del cabello, la cutícula, es una proteína, queratina. Las células de la cutícula se ordenan en capas superpuestas. Los champúes que tienen un pH alto esponjan el cabello y eliminan las células de la cutícula y quita las células de la cutícula del resto del tallo. Las personas con cabello rizado grueso en ocasiones eligen el uso de champú con alto pH. Dichos productos expanden y relajan el cabello, y lo hacen más suave y menos rizado. Sin embargo, el pH debe estar cuidadosamente balanceado. Como aprendiste, algunas bases pueden disolver cabello. Las sustancias muy alcalinas de las soluciones para permanentes y de tintes para el cabello disuelven parte de la cutícula, lo que daña el cabello. También se puede dañar el cabello con el sol y con el uso excesivo de secadores. En estos casos, el cabello dañado se ve opaco y seco.

Por el contrario, las sustancias ácidas de los champúes con pH bajo, al encogerlo, fortalecen y suavizan el cabello, lo que provoca que las células de la cutícula se aplanen. El apretamiento del tallo capilar se presenta en la humedad y suaviza el cabello. Los champúes con pH bajo ayudan a restaurar el cabello dañado hasta su condición original y lo hacen brillar de nuevo. También fortalecen la queratina y aumentan la flexibilidad y la elasticidad del cabello.

¿Por qué balancear el pH en los productos para la piel? La capa externa de la piel tiene una estructura de queratina, igual que el cabello. Los productos que dan más brillo a la piel y la aclaran tienen un pH más alto, como algunos de los productos en la **figura 1**. Su propósito es remover la capa externa de queratina, que puede tener células muertas. Las células nuevas de la parte interna se ven frescas y vibrantes. El uso ocasional de estos productos puede ayudar, pero el uso continuo daña la piel saludable, al eliminar muchas capas de células.

Otro problema con los productos básicos para la piel, se relaciona con la capa ácida que cubre la superficie de la piel, la epidermis. Este fluido, formado por grasa, sudor y otras secreciones celulares, constituye una defensa natural contra las infecciones bacterianas. Los jabones muy básicos pueden neutralizar la capa ácida protectora. Las personas que tienen acné o piel grasosa deben tener cuidado de no eliminar la capa ácida.

Explorando más

1. **Infiere** Si vives en una región en donde hay agua dura, tu cabello puede verse opaco. ¿Por qué es bueno enjuagarse con agua que tenga jugo de limón?
2. **Razonamiento crítico** ¿Por qué una persona con acné usa productos para la piel con pH neutro o ligeramente ácido?

QUIMILAB

PEQUEÑA ESCALA

ÁCIDOS Y BASES DOMÉSTICAS

Contexto

Con frecuencia se usan indicadores para determinar el pH aproximado de las soluciones. En este laboratorio de química deberás preparar un indicador a partir de la col morada y lo usarás para determinar los valores aproximados del pH de algunos líquidos domésticos. El indicador de jugo de col contiene una molécula, la antocianina, que es la responsable de los cambios de color.

Pregunta

¿Cuáles son los valores aproximados del pH de algunos líquidos domésticos?

Objetivos

- **Medir y comparar** los valores del pH de algunos líquidos domésticos.
- **Comparar** la función de los líquidos con su composición química.

Preparación

Materiales

col morada
parrilla de calentamiento
pinzas para vasos de precipitados
2 vasos de precipitados de 100 mL
agua destilada
9 micropipetas
microplaca de 96 orificios
trozo de papel blanco
probeta graduada de 100 mL
palillos de dientes
soluciones de:
- líquido para lavado de ojos
- jugo de limón
- vinagre blanco
- sal de mesa
- jabón
- polvo de hornear
- bórax
- limpiador de drenajes

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Emplea las pinzas para sujetar los vasos de precipitados calientes. Usa una bata y lentes de seguridad. Algunas de las soluciones que vas a probar son cáusticas, en especial el limpiador de drenajes. Evita el contacto con la piel y con los ojos. Si esto sucediera, lava inmediatamente la parte afectada con abundante agua y avisa a tu profesor.***

Procedimiento

1. Lee y completa la hoja de seguridad de laboratorio.
2. Corta una hoja de col morada en trozos pequeños y colócalos en capas, hasta un grosor de 2 cm, en un vaso de precipitados de 100 mL. Agrega aproximadamente 30 mL de agua destilada.
3. Coloca el vaso de precipitados en una parrilla de calentamiento y caliéntalo hasta que el agua hierva y adquiera un color púrpura profundo. Usando las pinzas, retira el vaso de precipitados de la parrilla y deja que se enfríe. Vierte el indicador de jugo de col líquido en un vaso de precipitados limpio.
4. Coloca una microplaca limpia sobre un trozo de papel blanco. Usa las pipetas para agregar 5 gotas del líquido para lavado de ojos, en el orificio H1, jugo de limón en el orificio H2, vinagre blanco en el orificio H3, las soluciones de sal de mesa en el H4, de jabón en el H5, de polvo de hornear en el H6, de bórax en el H7 y el limpiador de drenajes en el H8. Usa una pipeta limpia para cada solución.
5. Toma el indicador de jugo de col con una pipeta limpia y agrega 5 gotas a cada una de las soluciones de los orificios H1-H8. Agita la solución de cada orificio con un palillo de dientes limpio.
6. Observa la parte inferior de los pozos, anota el color de cada solución en una tabla para datos, como la que se muestra. Usa la tabla de colores y anota en la tabla para datos el pH aproximado de cada una de las soluciones.

Color del indicador	pH relativo
rojo brillante	ácido fuerte
rojo	ácido moderado
rojo púrpura	ácido débil
violeta	neutro
azul verde	base débil
verde	base moderada
amarillo	base fuerte

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta** ¿Los alimentos, como el vinagre y el jugo de limón, son ácidos o básicos? Estas soluciones son acres o agrias, por tanto, ¿cuál ion puede explicar esta característica?
2. **Interpreta** ¿Las soluciones limpiadoras fueron ácidas o básicas? ¿Cuál ion puede estar implicado en los procesos de limpieza?
3. **Observa e infiere** ¿Cómo puedes explicar la gran diferencia de pH entre el jugo de limón (solución de ácido cítrico) y el líquido para el lavado de ojos (solución de ácido bórico)?
4. **Utiliza variables, constantes y controles** Supón que, además de las soluciones, hiciste la prueba en un orificio que contenía agua destilada pura. ¿Para qué te serviría realizar esta prueba?

Aplicación y evaluación

1. **Explica** ¿Tu indicador se podría usar para determinar el pH de la salsa "catsup"? Explica tu respuesta.
2. **Aplica** Habrás observado que algunos champúes se describen como con pH balanceado. ¿Qué quieren decir los fabricantes con ello? ¿Por qué también deberían balancear los jabones y los detergentes?

CONTINÚA INDAGANDO

Predice cómo reaccionarían otras soluciones en casa con el indicador de jugo de col. Explica tus predicciones.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Solución	Color	pH aproximado
Solución para lavado de ojos		
Jugo de limón		
Vinagre blanco		
Sal de mesa		
Jabón		
Polvo para hornear		
Bórax		
Limpiador de drenajes		

Figura 14.25 Conforme aumenta la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera, más de la sustancia se disuelve en los océanos, lo que los vuelve más ácidos. Algunos de los organismos marinos, como los corales, tienen dificultad para formar esqueletos y sobrevivir en condiciones de acidez creciente.

Conexión de ideas

Puedes haber observado que este capítulo, que te introduce en las propiedades de los ácidos y de las bases, sigue de un capítulo que se centra en las propiedades del agua. A pesar de que los ácidos y las bases tienen propiedades diferentes, el enlace común entre los dos es el papel que juega el agua en la química de los ácidos y de las bases. Muchas de las reacciones que son más importantes para sostener la vida tienen lugar en soluciones acuosas, ya sea dentro de las células o libres en el océano. La **figura 14.25** ilustra la importancia del pH oceánico para los arrecifes de coral.

Excepto para los casos en que los hidróxidos iónicos que se disuelven en agua para formar iones hidróxido, el comportamiento y la fuerza de los ácidos y de las bases se deben a su capacidad para movilizar iones hidrógeno desde un ácido hacia las moléculas de agua o, desde las moléculas de agua hacia una base. Este movimiento de iones hidrógeno entre las partículas en solución se puede usar para demostrar los diferentes tipos de reacciones ácido-base.

Sección 14.2 Evaluación

Resumen de la sección

- La mayoría de los ácidos y bases son débiles. Sólo un pequeño porcentaje de sus moléculas se disocian para formar iones.
- La escala pH es una forma conveniente para comparar la acidez y la basicidad de las soluciones.
- Las soluciones ácidas tienen un pH menor a 7, las soluciones básicas tienen un pH mayor a 7, y las soluciones neutras tienen un pH de exactamente 7.

8. Idea PRINCIPAL **Describe** ¿Cómo se relacionan las concentraciones de iones hidronio y iones hidróxido en las soluciones acuosas? Describe lo que sucede a uno conforme el otro aumenta o disminuye.
9. **Clasifica** los siguientes ácidos y bases como fuertes o débiles: NH_3, KOH, HBr, $HCHO_2$, HNO_2, $Ca(OH)_2$.
10. **Identifica** Aparte de las moléculas de agua, ¿qué otras partículas tienen la mayor concentración en una solución acuosa de amoniaco? ¿Cuáles tienen la menor concentración? ¿Por qué?
11. **Interpreta los datos** El pH normal de la lluvia es aproximadamente 5.5 debido al CO_2 disuelto. Imagina una muestra de agua de lluvia con un pH de 3.5. ¿Cómo se comparan las concentraciones de los iones hidronio de estas dos muestras de lluvia?
12. **Estima** una solución de pH desconocido forma un color rosa con el indicador de fenolftaleína y un color azul gris con el indicador universal. Usa la **figura 14.24** para determinar el pH de la solución desconocida.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 14

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea **Los ácidos y las bases pueden definirse en términos de iones hidronio y iones hidróxido.**

Sección 14.1 Ácidos y bases

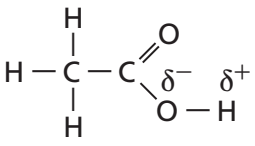
Idea PRINCIPAL **Los ácidos producen iones hidronio (H_3O^+) en solución; las bases producen iones hidróxido (OH^-).**

Vocabulario

- ácido (p. 483)
- anhídrido ácido (p. 493)
- anhídrido básico (p. 493)
- base (p. 489)
- hidrógeno ácido (p. 484)
- ionización (p. 488)
- ion hidronio (p. 483)

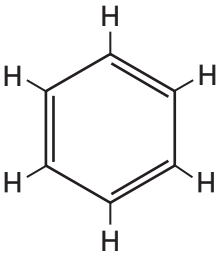
Conceptos clave

- Las concentraciones de iones hidronio (H_3O^+) y iones hidróxido (OH^-) determinan si una solución acuosa es ácida, básica o neutra.
- Los anhídridos ácidos son óxidos no metálicos que reaccionan con agua para formar ácidos. Los anhídridos básicos son óxidos metálicos que reaccionan con agua para formar bases.



Ácido acético

Ácido fluorhídrico



Benceno

Sección 14.2 La fuerza de los ácidos y las bases

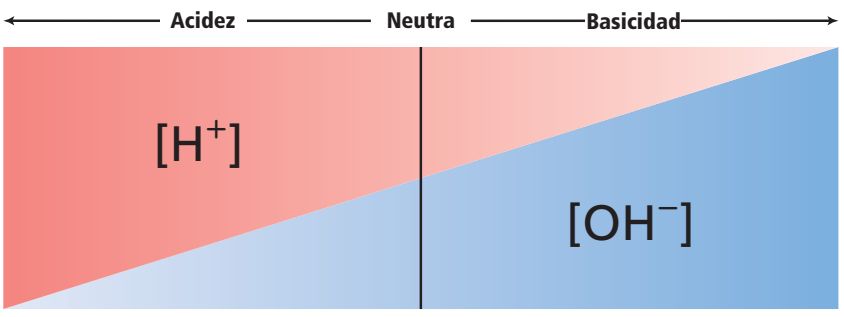
Idea PRINCIPAL **En solución los ácidos y las bases fuertes se ionizan por completo, pero los ácidos y las bases débiles se ionizan sólo parcialmente.**

Vocabulario

- ácido débil (p. 498)
- ácido fuerte (p. 498)
- base débil (p. 500)
- base fuerte (p. 497)
- pH (p. 501)

Conceptos clave

- La mayoría de los ácidos y bases son débiles. Sólo un pequeño porcentaje de sus moléculas se disocian para formar iones.
- La escala pH es una forma conveniente para comparar la acidez y la basicidad de las soluciones.
- Las soluciones ácidas tienen un pH menor a 7, las soluciones básicas tienen un pH mayor a 7, y las soluciones neutras tienen un pH de exactamente 7.



Capítulo 14 Evaluación

Comprensión de conceptos

13. Demuestra que el hidróxido de magnesio es una base cuando se disuelve en agua

14. Predice si cuando se agregan al agua las siguientes sustancias causarán que el pH disminuya, aumente o se mantenga igual.

a) NaOH
b) $H_2C_2O_4$
c) NH_3
d) CO_2
e) CH_4
f) Fe_2O_3

15. Pones a prueba varias soluciones y descubres que tienen valores pH de 7.6, 9.8, 4.5, 2.3, 4.0 y 11.6. ¿Cuál solución está más cerca de ser neutra? Si supones que las concentraciones son iguales, ¿cuál solución es la base más débil?

16. Escribe la ecuación química de la ionización del ácido HBr en agua.

17. Escribe las ecuaciones balanceadas que ilustren lo que pasa cuando el NH_3 y el KOH se ponen, separadamente, en agua. ¿En qué difieren estas reacciones?

18. Explica el papel del agua en la ionización de un ácido. Utiliza la ecuación general para ilustrar tu explicación.

19. Explica el papel del agua en la ionización de una base covalente. Utiliza la ecuación general para ilustrar tu explicación.

20. El ácido cítrico, $H_3C_6H_5O_7$, y la vitamina C (ácido ascórbico), $H_2C_6H_6O_6$, son ácidos polipróticos encontrados en frutas ácidas. ¿Por qué son estos ácidos clasificados como ácidos polipróticos? Escribe las ecuaciones balanceadas de la ionización de estos ácidos en agua.

21. Escribe la ecuación balanceada para la reacción de ácido nítrico con carbonato de sodio.

22. ¿Qué producto se forma cuando el trióxido de azufre reacciona con agua? ¿El producto es un ácido o una base?

23. Escribe la fórmula de cada uno de los ácidos siguientes e identifica cada uno como un ácido triprótico, diprótico o monoprótico.

a) ácido sulfúrico.
b) ácido perclórico.
c) ácido fosfórico.
d) ácido fluorhídrico.
e) ácido acético.

24. Proporciona la fórmula para cada uno de las siguientes, e identifica cada una como una base fuerte o una base débil.

a) amoniaco.
b) hidróxido de litio.
c) hidróxido de calcio.
d) hidróxido de bario.

25. La dimetilamina es la base más fuerte de los tres derivados metilados del amoniaco, mientras que la trimetilamina es la más débil. A concentraciones iguales, ¿cómo se comparan los pH de soluciones de las tres bases?

26. ¿Por qué los hidróxidos iónicos solubles siempre son bases fuertes?

27. ¿En qué se diferencian los ácidos fuertes de los débiles?

28. Indica si cada uno de los siguientes valores pH representa una solución ácida, una solución neutra o una solución básica.

a) 3.5
b) 11.5
c) 8.8
d) 7.0

29. ¿Cuáles son las concentraciones de ion hidronio de cada una de las soluciones en la pregunta anterior?

Aplicación de conceptos

30. La lluvia natural tiene un pH de aproximadamente 5.5. Escribe una ecuación balanceada en la que muestres por qué la lluvia natural es ácida.

31. ¿Cuántas veces es más alta la concentración del ion hidronio en la lluvia natural (pH = 5.5) comparada con el agua pura (pH = 7.0)?

32. Una solución de sulfuro de hidrógeno, H_2S, 0.10*M* tiene un pH 4.0. ¿Qué porcentaje de las moléculas originales de H_2S reaccionan con agua para formar iones hidronio?

33. La sangre tiene un pH de 7.4. La leche de magnesia, un antiácido común para el malestar estomacal, tiene un pH de 10.4. ¿Cuál es la diferencia de pH entre estas dos bases? Compara la concentración de iones hidróxido en estas dos soluciones.

34. ¿Por qué algunas veces se llama hidróxido de amonio a una solución acuosa de amoniaco?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

35. ¿Por qué la lluvia ácida disuelve las estatuas de mármol? Escribe la reacción que ocurre cuando la lluvia que contiene ácido sulfúrico reacciona con una estatua hecha de mármol, $CaCO_3$. Uno de los productos que se forman es sulfuro de calcio.

36. En Finlandia, un país que ha sido duramente castigado por la lluvia ácida, utilizaron cal, CaO, para tratar de que haya vida de nuevo en los lagos acidulados. ¿Por qué se usó cal?

Química cotidiana

37. Algunas personas enjuagan con jugo de limón o vinagre su cabello recién lavado. ¿Esto puede beneficiar tu cabello?

Conexión con la Biología

38. Después de hacer ejercicio, muchas veces los músculos quedan doloridos debido al aumento de ácido láctico. ¿Cómo puede el aumento del ácido láctico afectar temporalmente el balance ácido-base sanguíneo?

Química y sociedad

39. ¿Por qué se les previene a los habitantes de una ciudad que tienen una enfermedad respiratoria como asma o enfisema, que se queden en sus casas los días calurosos?

Química y tecnología

40. A partir de lo que ya sabes acerca de las reacciones de los ácidos, infiere cómo se puede utilizar el ácido sulfúrico para eliminar materiales no deseados de los minerales.

Razonamiento crítico

Aplica los conceptos

41. ¿Cuál es la molaridad de HCl, H_3O^+ y Cl^- en una solución de HCl 0.50*M*?

Relaciona causa y efecto

42. Cuando el polvo para hornear se mezcla con agua produce unas burbujas que esponja los pasteles. A partir de lo que sabes acerca de las propiedades de los ácidos, infiere qué tipo de compuestos contiene el polvo para hornear y qué gas contienen las burbujas que se liberan durante la reacción.

Aplica los conceptos

43. El agua dura que se deposita alrededor de los lavabos puede estar compuesta por carbonato de calcio y carbonato de magnesio. Puedes comprar limpiadores comerciales para eliminar estos compuestos insolubles o podrías utilizar lo que tengas en tu cocina. ¿Qué intentarías utilizar?

Interpreta los datos

44. Identifica el primer compuesto de las siguientes reacciones como un ácido o una base.

a) $C_5H_5N + H_2O \rightarrow C_5H_5NH^+ + OH^-$

b) $HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + ClO_3^-$

c) $HCHO_2 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CHO_2^-$

d) $C_6H_5SH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + C_6H_5S^-$

45. Un modelo de las interacciones ácido-base se basa en la transferencia de iones hidrógeno en reacciones químicas. En este modelo, los ácidos son donadores de H^+ y las bases son aceptores de H^+. Utiliza las reacciones de la pregunta anterior para clasificar los reactivos como ácidos y bases.

Interpreta las estructuras químicas

46. ¿Qué es un hidrógeno ácido? Dibuja la estructura de punto electrón del ácido acético y utilízala para explicar por qué sólo uno de los cuatro hidrógenos es ácido.

Observa e infiere

47. QuimiLab ¿Cómo esperarías que fuera el pH de una solución de la sal cloruro de calcio?

Elabora una hipótesis

48. MiniLab 1 A los ácidos se les debe agregar pequeños trozos de zinc en lugar de polvo de zinc. Elabora una hipótesis sobre por qué no es seguro utilizar polvo de zinc.

Observa e infiere

49. MiniLab 2 Analiza los ingredientes de un antiácido. Algunas tabletas de antiácidos contienen otros ingredientes además del antiácido. ¿Cuáles son algunos de estos ingredientes? Infiere por qué la presencia de estos ingredientes puede afectar la cantidad de antiácido que contiene una tableta.

Capítulo 14 Evaluación

Revisión acumulativa

50. Escribe una ecuación balanceada de cada una de las siguientes reacciones que involucran ácidos y bases, y clasifica cada reacción como uno de los cinco tipos generales de reacciones. (*Capítulo 6*)

a) la reacción de agua y cal para formar hidróxido de calcio.

b) la reacción de ácido sulfúrico con zinc.

c) la reacción de ácido nítrico con hidróxido de potasio acuoso.

51. ¿Cuál es la masa molar de cada una de las siguientes sustancias? (*Capítulo 12*)

a) carbonato de calcio. **b)** cloro gaseoso.

c) sulfato de amonio.

52. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para preparar 2.50 L de NaOH 2.00*M*? (*Capítulo 13*)

Prueba de habilidades

53. Elabora y utiliza una tabla Completa cada fila de la **tabla 14.5** de abajo utilizando la información que se proporciona. Para algunas casillas puede haber más de una respuesta correcta. Imagina que todas las sustancias están disueltas en agua pura y que las soluciones tienen una molaridad de 0.10*M*.

ESCRIBIENDO Química

54. Investiga acerca de la forma en que se fabrica el ácido sulfúrico y sus usos comerciales. Escribe un resumen sobre el ácido sulfúrico, que incluya toda la información que encontraste en tu investigación. Incluye gráficas que ilustren los usos del ácido o una gráfica que indique la cantidad de ácido que se produce en diferentes países.

Resolución de problemas

55. Un estudiante compra un poco de agua destilada, mide el pH de ésta y comprueba que es 6.0. Entonces hierve el agua, llena un recipiente hasta el tope con el agua caliente y tapa el recipiente. Cuando el agua está a temperatura ambiente, el pH es de 7.0. El estudiante pone la mitad del agua en un recipiente y lo agita durante cinco minutos. En la otra muestra de agua introduce un popote, por el que sopla aire. Mide el pH de las muestras de agua y encuentra que, en ambas, el pH es de 6.0. Escribe un resumen en el que expliques esta serie de mediciones de pH.

Tabla 14.5 Propiedades de los ácidos y las bases

Nombre de la sustancia	Fórmula de la sustancia	Ácido, base o neutro	Electrolito fuerte o débil	pH: >7, <7 o 7	Color del indicador tornasol	Partícula(s) principal(es) en la solución
Ácido acético						
	HCl					
		Ácido	Fuerte			
Amoniaco						
	LiOH					
		Base	Fuerte			
			Débil	<7		
		Neutro				Na^+, Cl^-
						H^+, NO_3^-
Ácido fosfórico						

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Usa la siguiente tabla para responder las preguntas 1-4.

Sustancias	Concentration en *M* de H_3O^+	pH
Líquido para lavado de ojos	?	5
Manzanas	10^{-3}	?
Limones	10^{-2}	?
Lejía	10^{-14}	?
Amoniaco de uso doméstico	?	12

1. 1. ¿Cuál es el pH de las manzanas?
a) −3 **c)** −10
b) 3 **d)** 10

2. La concentración de iones hidronio en el líquido para lavado de ojos es
a) 3 veces mayor que la concentración de iones hidronio en los limones.
b) 3 veces menor que la concentración de iones hidronio en los limones.
c) 1 000 veces mayor que la concentración de iones hidronio en los limones.
d) 1 000 veces menor que la concentración de iones hidronio en los limones.

3. La concentración de iones hidróxido en las manzanas es
a) $10^{-11}M$.
b) $10^{11}M$.
c) $10^{-3}M$.
d) $10^{3}M$.

4. ¿Cuál es la concentración de los iones H_3O^+ en el amoniaco de uso doméstico?
a) $10^{-12}M$. **c)** $10^{-12}M$.
b) $10^{2}M$. **d)** $10^{12}M$.

5. Un aumento en la temperatura de una sustancia resulta en un(a)
a) aumento en su punto de ebullición.
b) aumento en su tasa de evaporación.
c) disminución en su punto de ebullición.
d) disminución en su tasa de evaporación.

6. Cuando aumenta la temperatura del aire adentro de un balón de basquetbol
a) aumenta la presión del aire adentro del balón.
b) disminuye la energía cinética de las partículas de aire.
c) disminuye el volumen del aire.
d) disminuye la presión del aire adentro del balón.

7. ¿Cuántas moles de helio ocupan 26.4 L a una presión de 103.0 kPa y 10.0°C?
a) 0.115 mol. **c)** 1.16 mol.
b) 0.865 mol. **d)** 32.7 mol.

8. ¿Por qué el agua tiene un punto de ebullición de 100°C?
a) La masa más pesada de las moléculas de agua evita que hiervan a temperaturas más bajas.
b) La masa más ligera de las moléculas de agua hace que hiervan a temperaturas más bajas.
c) Los enlaces hidrógeno entre las moléculas de agua evita que hiervan a temperaturas más bajas.
d) Los enlaces hidrógeno entre las moléculas de agua hace que hiervan a temperaturas más bajas.

9. El gas O_2 puro puede generarse a partir de la descomposición de clorato de potasio ($KClO_3$):

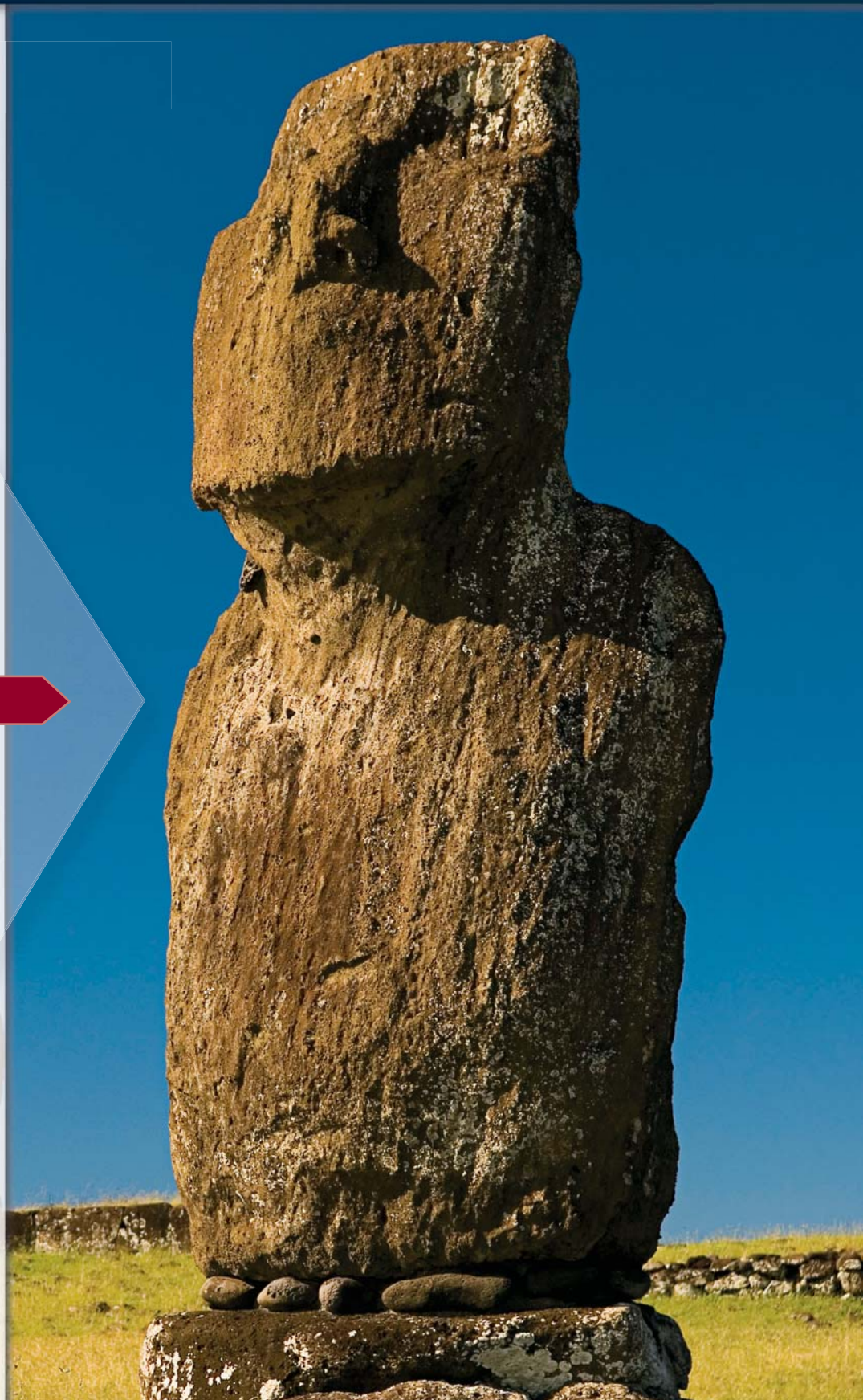
$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$

Si se usan 100.0 g de $KClO_3$ y se producen 12.8 g de gas oxígeno, la producción porcentual de la reacción es
a) 12.8%. **c)** 65.6%.
b) 32.7%. **d)** 98.0%.

¿NECESITAS AYUDA EXTRA?									
Si fallaste en la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Revisa la sección . . .	14.2	14.2	14.2	14.2	10.2	11.1	12.2	13.1	12.2

CAPÍTULO 15

Reacciones de ácidos y bases



GRAN Idea **La reacción de un ácido con una base produce agua y una sal.**

15.1 Reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL Las concentraciones de los ácidos y de las bases determinan la clasificación de una reacción ácido-base.

15.2 Aplicaciones de las reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL Las reacciones ácido-base tienen una función importante en el cuerpo humano.

Hechos químicos

- La mayoría de las figuras humanas llamadas moái datan de los años 1250-1500 dC.
- Con el paso del tiempo las rocas y las estatuas hechas con rocas se deterioran, como consecuencia del contacto de la atmósfera terrestre con productos químicos.
- El azufre y el nitrógeno que se encuentran en la atmósfera debido a las emisiones humanas, provocan la lluvia ácida.

INTRO Lab

Amortiguadores

¿Para qué sirve una solución amortiguadora?

Materiales

- aspirina pura y aspirina con recubrimiento entérico
- mortero y pistilo
- agua destilada
- vasos de precipitados de 250 mL (2)
- barras de agitación magnética y bases de agitación (2)
- potenciómetro digital

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Mezcla una tableta de aspirina molida con 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL.
3. Mezcla una tableta de aspirina con recubrimiento entérico, molida, con 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL.
4. Coloca una barra de agitación magnética en cada uno de los vasos y colócalos en la base de agitación.
5. Con la velocidad de agitación baja, coloca el electrodo del potenciómetro digital en cada una de las soluciones.
6. Registra el pH inicial de cada solución, el pH después de 5 min y el pH después de 10 min.

Análisis

1. **Compara** los resultados que obtuviste con los dos tipos de aspirina.
2. **Infiere** la aspirina es un ácido, lo que significa que disminuye el pH según se va disolviendo en agua. De acuerdo con tus resultados, ¿cuál crees que es la función del amortiguador en la aspirina con recubrimiento entérico?

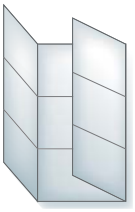
Indaga ¿Cuál tipo de aspirina es mejor para una persona que tiene úlcera o que es propensa a indigestión ácida?

FOLDABLES® Organizador de estudio

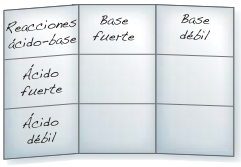
Reacciones ácido-base Elabora el siguiente organizador plegable para organizar información acerca de cómo reaccionan los ácidos y las bases.

PASO 1 Dobla horizontalmente una hoja de papel en tres partes.

PASO 2 Desdobla el papel y dóblalo en tres partes a lo largo.



PASO 3 Marca las columnas como sigue: *Base fuerte* y *Base débil*. Marca las filas: *Ácido fuerte* y *Ácido débil*.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en la sección 15.1** Conforme leas la sección, resume la información acerca de cada tipo de reacción en la parte adecuada de la hoja.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Prueba de amoniaco*

Sección 15.1

Objetivos

- **Determinar** las ecuaciones globales, iónicas y las ecuaciones iónicas netas de una reacción ácido-base.
- **Clasificar** a los ácidos y a las bases mediante la definición de transferencia de hidrógeno.
- **Predecir y explicar** los resultados finales de una reacción ácido-base.

Revisión de vocabulario

pH: escala matemática en la cual la concentración de los iones hidronio en una solución se expresa como un número entre 0 y 14

Vocabulario nuevo

reacción de neutralización
sal
ecuación iónica
ion espectador
ecuación iónica neta
modelo de Brønsted-Lowry

Reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL **Las concentraciones de los ácidos y de las bases determinan la clasificación de una reacción ácido-base.**

Vínculo con el mundo real Cuando escuchas un debate entre dos candidatos políticos, puedes estar de acuerdo con uno o con el otro. Sin embargo, en otras ocasiones tu opinión puede estar dividida entre los dos. Algo semejante sucede con las reacciones ácido-base: en algunas ocasiones el resultado favorece al ácido, en otras, a la base y, en otras, es totalmente neutro.

Tipos de reacciones ácido-base

La reacción de un ácido con una base se llama reacción de neutralización porque las propiedades de ambos compuestos se minimizan o se neutralizan cuando reaccionan entre sí. Una **reacción de neutralización** es la reacción de un ácido con una base en solución acuosa para producir agua y una sal, como lo muestra la siguiente ecuación:

ácido + base ⟶ sal + agua

Sal es un término general que se utiliza en química para describir un compuesto iónico formado por la parte negativa de un ácido y la parte positiva de una base. En el lenguaje de la química, el cloruro de sodio, la sal común de mesa, es sólo uno de los numerosos compuestos iónicos denominados sales. El cloruro de potasio (KCl), el nitrato de amonio (NH_4NO_3) y el fosfato de hierro(II) ($Fe_3(PO_4)_2$) son otros ejemplos de sales.

Analiza la siguiente reacción de neutralización. El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido muy común en el laboratorio y en el hogar. El nombre doméstico para el ácido clorhídrico es ácido muriático. A menudo se vende en las tlapalerías y se utiliza para quitar el exceso de cemento de los tabiques. El hidróxido de sodio (NaOH) es una base muy común en el laboratorio y en el hogar. Comúnmente conocido como lejía, es el componente principal de muchos productos para limpieza de las cañerías. En la **figura 15.1** se muestran las pruebas realizadas con el papel tornasol antes y después de mezclar hidróxido de sodio y ácido clorhídrico.

Figura 15.1 Se añade un volumen de una solución de ácido clorhídrico (HCl) a exactamente la misma cantidad de una solución de la base hidróxido de sodio (NaOH). Las soluciones reaccionan. El papel tornasol indica que la solución de sal que se forma no es ácida ni básica.

$NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$

Tabla 15.1 Tipos de reacciones ácido-base

Ácido	Base
Fuerte	Fuerte
Fuerte	Débil
Débil	Fuerte
Débil	Débil

Después de la reacción, la mezcla contiene únicamente la sal cloruro de sodio (NaCl) disuelta en agua. La prueba realizada con el papel tornasol no indica que estén presentes un ácido o una base en los productos de reacción.

Debido a que los ácidos y las bases pueden ser fuertes o débiles, existen cuatro combinaciones posibles de reacciones ácido-base. Éstas se resumen en la **tabla 15.1**. Como después te darás cuenta en esta sección, en la química diaria sólo son importantes tres de estos tipos de reacciones.

Dependiendo de la fuerza de uno de los reactivos, la reacción ácido-base se completa. Como aprendiste en el capítulo 6, una reacción se completa cuando el reactivo limitante se consume en su totalidad.

Aunque todas las reacciones de la **tabla 15.1** son reacciones ácido-base, las interacciones submicroscópicas en cada una de ellas son diferentes. Analiza cada posible tipo de reacción ácido-base y compáralas entre sí.

Ácido fuerte + base fuerte

Una reacción ácido-base común es aquella en la que el ácido y la base son fuertes. La reacción de soluciones acuosas de ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de sodio (NaOH) que se muestra en la **figura 15.1** es un buen ejemplo de este tipo de reacción.

Un panorama macroscópico Es fácil escribir y balancear ecuaciones de reacciones entre un ácido fuerte y una base fuerte. En la **figura 15.1**, HCl es el ácido y NaOH es la base. Los productos formados son NaCl, una sal, y agua. Veamos de cerca estos reactivos y productos.

El panorama submicroscópico: las ecuaciones iónicas Recuerda del capítulo 14 que, cuando el HCl se disuelve en agua, se ioniza por completo en iones hidronio y iones cloruro porque HCl es un ácido fuerte. El ion hidronio se puede escribir en forma abreviada como H^+.

$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

También sabes que el hidróxido de sodio en agua se disocia completamente en iones sodio y iones hidróxido, porque el NaOH es una base fuerte.

$$NaOH(ac) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

■ **Figura 15.2** Cuando se coloca un dispositivo para medir la conductividad en cada una de las soluciones de los reactivos y los productos de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte, el foco se enciende porque en solución el ácido, la base y la sal existen como iones.

Una ecuación completa de la reacción entre NaOH y HCl muestra cada una de las sustancias que participan en la reacción.

$$NaOH(ac) + HCl(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

Una ecuación global no indica si estas sustancias están presentes como iones en solución. La mejor forma de representar el comportamiento submicroscópico de una reacción ácido-base, es mostrar los reactivos y los productos como realmente se encuentran en la solución. En lugar de una ecuación global se puede escribir una **ecuación iónica**, donde las sustancias que existen principalmente como iones en la solución se representan en esta forma.

$$H^+(ac) + Cl^-(ac) + Na^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow Na^+(ac) + Cl^-(ac) + H_2O(l)$$

Observa en la ecuación anterior que, además de mostrar que el ácido y la base están completamente ionizados, el compuesto iónico NaCl también está disociado. El agua no se disocia mucho, así que se indica como una molécula más que como iones H^+ y OH^-. El caracter iónico de esta ecuación se ilustra en la **figura 15.2**.

MiniLab 15.1

¿Ácido, básico o neutro?

¿Cómo puedes determinar si una solución es ácida, básica o neutra? Prueba algunas soluciones acuosas de sales con el indicador azul de bromotimol para determinar si las soluciones son ácidas (amarillo), básicas (azul) o neutras (verde).

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Utiliza **puntas de micropipetas** etiquetadas para poner seis gotas de solución de **acetato de sodio** en A1, solución de **nitrato de potasio** en A2, solución de **cloruro de amonio** en A3, solución de **carbonato de sodio** en A4, solución de **cloruro de sodio** en A5 y solución de **sulfato de aluminio** en A6, en una **microplaca con 24 celdas**.
3. Añade dos gotas de solución de **indicador azul de bromotimol** a cada solución salina. Agita cada una con un **palillo** limpio.
4. Coloca la microplaca sobre una hoja de **papel blanco** y examina cada celda para determinar el color de la solución. Anota los resultados.

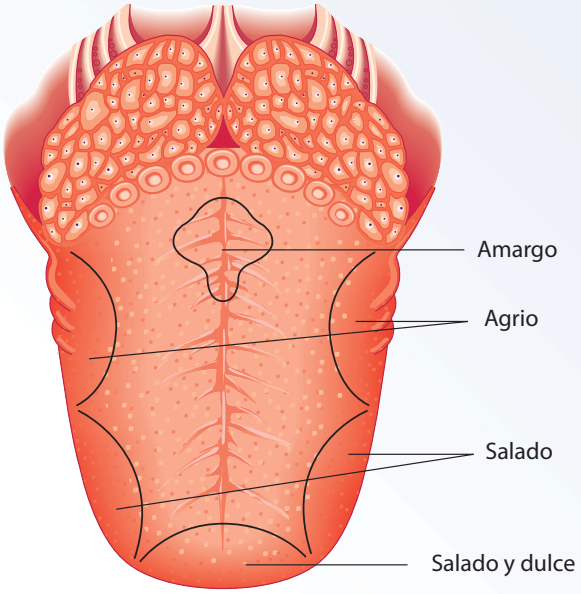
Análisis

1. **Resume** De acuerdo con el color de cada solución con azul de bromotimol, ¿cada una es ácida, básica o neutra?
2. **Relaciona** las fuerzas relativas del ácido y la base originales con los resultados obtenidos con el indicador en cada solución salina.
3. **Infiere** ¿Qué tipo de sal debería añadirse a un producto, como un champú, con el fin de hacerlo ligeramente ácido para que no dañe la piel y el cabello? Revisa las etiquetas de varias marcas de champú para ver si aparece el nombre de esa sal.

CÓMO FUNCIONA

El sentido del gusto

Aunque el sabor final de un alimento resulta de la combinación compleja de las sensaciones del sabor, olor, tacto, textura o consistencia y temperatura, el sentido del gusto es un factor determinante. Tres de los sabores fundamentales están directamente ligados con los ácidos y las bases. Tu lengua tiene cuatro tipos distintos de papilas gustativas que detectan el sabor dulce, salado, amargo y agrio, localizadas en diferentes zonas. Sólo algunas moléculas y iones pueden reaccionar con estas papilas gustativas para producir señales que se envían a cierta región del cerebro. Cuando estas señales se reciben, tu cerebro las procesa y percibes el sabor.



1 Las papilas gustativas que detectan el sabor amargo se localizan en la base de la lengua. Las bases tienen sabor amargo. Muchos medicamentos son básicos, por esta razón las compañías farmacéuticas dedican mucho tiempo investigando cómo disimular el sabor amargo con otros sabores.

2 Las papilas gustativas que detectan el sabor agrio se localizan en los costados de la lengua. Este sabor proviene de los ácidos que hay en tu comida. El vinagre y las frutas cítricas son algunos de los alimentos de sabor agrio.

3 Las papilas gustativas que detectan los sabores dulce y salado se localizan en la punta de tu lengua. Una sal es el producto de una reacción ácido-base. El sabor dulce parece depender, en gran medida, de las propiedades de los ácidos y bases que se combinan en una sola molécula, pero este sabor no es tan definido como otros sabores.

Capacidad edulcorante de algunos compuestos

Compuesto	Potencia edulcorante relativa
Lactosa	16
Glucosa	74
Sacarosa	100
Fructuosa	173
Aspartame	16 000
Sacarina	50 000

Como se muestra en la tabla, el aspartame, el edulcorante artificial tan popular de los refrescos, es 160 veces más dulce que la sacarosa, el azúcar común de mesa. La capacidad edulcorante del aspartame proviene de una estructura molecular que estimula tus papilas gustativas que detectan el sabor dulce con un efecto 160 veces mayor que el de la sacarosa.

Razonamiento crítico

1. ¿Cómo se relacionan tres de los cuatro sabores fundamentales con las propiedades de los ácidos y de las bases?
2. ¿Qué tipos de industrias crees que podrían financiar las investigaciones acerca del sentido del gusto?
3. ¿Qué ventajas tienen los edulcorantes artificiales, como el aspartame, sobre los edulcorantes naturales?

■ **Figura 15.3** En las actividades deportivas es importante la presencia de los espectadores, pero éstos no participan realmente en el juego y no determinan el resultado final.

Iones espectadores y la reacción iónica neta Observa que la ecuación iónica proporciona más información acerca de cómo ocurre una reacción ácido fuerte-base fuerte. Cuando examinas ambos lados de la ecuación de la reacción iónica de la página 518, puedes ver que el Na^+ y el Cl^- están presentes como reactivos y también como productos. Aunque son componentes importantes de la ecuación global, no participan directamente en la reacción química. Se llaman iones espectadores. Los **iones espectadores** están presentes en la solución, pero no participan en la reacción, de la misma forma que los fans o espectadores no participan realmente en el juego, como se muestra en la **figura 15.3**.

Simplificación de la reacción global ¿Para qué mostrar los iones espectadores en una ecuación si en realidad no están involucrados en la reacción? La ecuación iónica se puede simplificar para centrarse en el problema. Igual que en una ecuación matemática, los términos iguales que aparecen en ambos lados de una ecuación pueden cancelarse. Este proceso simplifica la ecuación de manera que los reactivos y los productos que realmente cambian se pueden observar más claramente.

$$H^+(ac) + \cancel{Cl^-(ac)} + \cancel{Na^+(ac)} + OH^-(ac) \rightarrow \cancel{Na^+(ac)} + \cancel{Cl^-(ac)} + H_2O(l)$$

Cuando se cancelan los iones comunes en ambos lados de la ecuación, el resultado se denomina **ecuación iónica neta**. Para la reacción de HCl con NaOH, se escribe como:

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$$

La ecuación iónica neta describe lo que realmente sucede a nivel submicroscópico. Aunque las soluciones de HCl y NaOH están mezcladas, la ecuación iónica neta indica que los iones hidrógeno reaccionan con los iones hidróxido para formar agua.

Aunque el ácido fuerte y la base fuerte del problema de ejemplo 15-1 son diferentes que los de la reacción de HCl con NaOH, la ecuación iónica neta es la misma. Los iones hidrógeno del ácido reaccionan con los iones hidróxido de la base y forman agua. Esta ecuación siempre es la ecuación iónica neta de una reacción de un ácido fuerte con una base fuerte.

EJEMPLO Problema 15.1

Ecuaciones: ácido fuerte, base fuerte

Escribe la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta de la reacción de ácido sulfúrico con hidróxido de potasio.

Sugerencia para resolver un problema

Los coeficientes deberán ser números enteros en la menor proporción posible.

1 Analiza

Determina si el ácido y la base son fuertes o débiles. En la tabla 14.3 del capítulo 14 se presenta una lista de ácidos y bases fuertes. Al analizar esta tabla podrás ver que el ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un ácido fuerte. El hidróxido de potasio (KOH) es una base fuerte.

2 Establece

Escribe la ecuación de la reacción global. Como el ácido sulfúrico es un ácido diprótico, necesitas dos moles de KOH por cada mol de H_2SO_4. En la reacción se formarán dos moles de agua y un mol de K_2SO_4.

$$H_2SO_4(ac) + 2KOH(ac) \rightarrow K_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$

Escribe la ecuación iónica que muestre al H_2SO_4, al KOH y al K_2SO_4 en forma ionizada. Debes tener presente los coeficientes de la ecuación global y las fórmulas de las sustancias al escribir los coeficientes de los iones.

$$2H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2K^+(ac) + 2OH^-(ac) \rightarrow 2K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2H_2O(l)$$

3 Resuelve

Busca los iones espectadores, que en esta reacción son K^+ y SO_4^{2-}. Elimina estos iones en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación iónica neta.

$$2H^+(ac) + \cancel{SO_4^{2-}(ac)} + \cancel{2K^+(ac)} + 2OH^-(ac) \rightarrow \cancel{2K^+(ac)} + \cancel{SO_4^{2-}(ac)} + 2H_2O(l)$$

$$2H^+(ac) + 2OH^-(ac) \rightarrow 2H_2O(l)$$

Simplifica la reacción neta balanceada dividiendo los coeficientes de ambos lados de la ecuación entre el factor común 2.

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$$

4 Verifica

Revisa la ecuación iónica neta para asegurarte de que no queden iones semejantes en ambos lados de la ecuación.

PROBLEMAS de Práctica

Respuestas a los problemas Página 864

Escribe las ecuaciones iónicas globales y las ecuaciones iónicas netas de las siguientes reacciones:

1. Ácido yodhídrico (HI) e hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
2. Ácido bromhídrico (HBr) e hidróxido de litio (LiOH)
3. Ácido sulfúrico (H_2SO_4) e hidróxido de estroncio ($Sr(OH)_2$)
4. Ácido perclórico ($HClO_4$) e hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$)

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando en la escritura de ecuaciones iónicas netas, revisa los problemas adicionales de la página 831.

■ **Figura 15.4** La reacción de un ácido fuerte y una base fuerte es, en definitiva, una reacción de neutralización. El pH de una solución de HCl 0.100*M* (arriba) es 1. El pH de una solución de NaOH 0.100*M* (centro) es cercano a 13.

Calcula ***¿Cuál es el pH de la solución que se obtiene cuando se completa la reacción (abajo)?***

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Ácido fuerte, base fuerte y pH La ecuación iónica neta también muestra por qué la reacción entre un ácido y una base se llama reacción de neutralización. El ion hidrógeno del ácido reacciona con el ion hidróxido de la base para formar agua, que tiene pH neutro.

En la **figura 15.4** se muestra la reacción de 50.0 mL de HCl 0.100*M* con 50.0 mL de NaOH 0.100*M*, que es la cantidad exacta de base para reaccionar con todo el ácido. Cuando la solución de NaOH se añade a la de HCl, aumenta el pH de la solución. Una vez que se ha añadido toda la solución de NaOH, el pH de la solución final es igual a 7.

Ácido fuerte + base débil

¿Las reacciones cambian cuando lo hace también la fuerza del ácido o de la base? Observa un ejemplo de lo que sucede cuando se mezclan un ácido fuerte, ácido bromhídrico (HBr) y una base débil, hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$). Los reactivos son ácido bromhídrico e hidróxido de aluminio y los productos de la reacción son bromuro de aluminio y agua. La ecuación global se muestra a continuación.

$$3HBr(ac) + Al(OH)_3(s) \rightarrow AlBr_3(ac) + 3H_2O(l)$$

El ácido bromhídrico, un ácido fuerte, se ioniza totalmente en agua. Todo el $Al(OH)_3$ que se disuelve se disocia, por lo que, técnicamente, es una base fuerte. Sin embargo, como el $Al(OH)_3$ es insoluble, se producen muy pocos iones OH^-, y el $Al(OH)_3$ actúa como una base débil. Por consiguiente, la ecuación iónica muestra poca disociación de la base. La sal disociada, $AlBr_3$, también se muestra en forma iónica.

$$3H^+(ac) + 3Br^-(ac) + Al(OH)_3(s) \rightarrow Al^{3+}(ac) + 3Br^- + 3H_2O(l)$$

Los iones espectadores en esta ecuación son los iones bromuro. Se cancelan en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación iónica neta.

$$3H^+(ac) + Al(OH)_3(s) \rightarrow Al^{3+}(ac) + 3H_2O(l)$$

Compara esta ecuación con la ecuación iónica neta de la reacción de un ácido fuerte con una base fuerte. ¿En qué se parecen y en qué son diferentes? Cuando un ácido fuerte reacciona con una base débil, la base no está completamente disociada. Los iones aluminio que provienen de la base se disuelven en agua, en lugar de que el agua sea el producto principal o único de la reacción.

Un ácido fuerte + amoniaco Recuerda, del capítulo 14, que la base débil más común no contiene el ion hidróxido. Considera la ecuación de la reacción entre ácido clorhídrico (HCl) y amoniaco (NH_3).

$$HCl(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4Cl(ac)$$

Observa que, aunque el producto es una sal (NH_4Cl) no se forma agua en esta reacción global. Como antes, utiliza la ecuación iónica neta para comprender el proceso submicroscópico de esta reacción de una base débil con un ácido fuerte.

La reacción iónica neta Recuerda, del capítulo 14, que cuando el amoniaco se disuelve en agua, algunas de las moléculas de amoniaco reaccionan con agua y forman iones amonio (NH_4^+) y iones hidróxido (OH^-). Sin embargo, la mayoría de las moléculas de amoniaco (NH_3) permanecen como tales, sin disociar. Así, aparte del agua, las moléculas de amoniaco (NH_3) son las principales partículas presentes en una solución acuosa de amoniaco.

La solución de amoniaco se representa adecuadamente como $NH_3(ac)$. Una solución de HCl se representa mejor como $H^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$. La reacción iónica se escribe al representar los reactivos y los productos que realmente se encuentran en la solución.

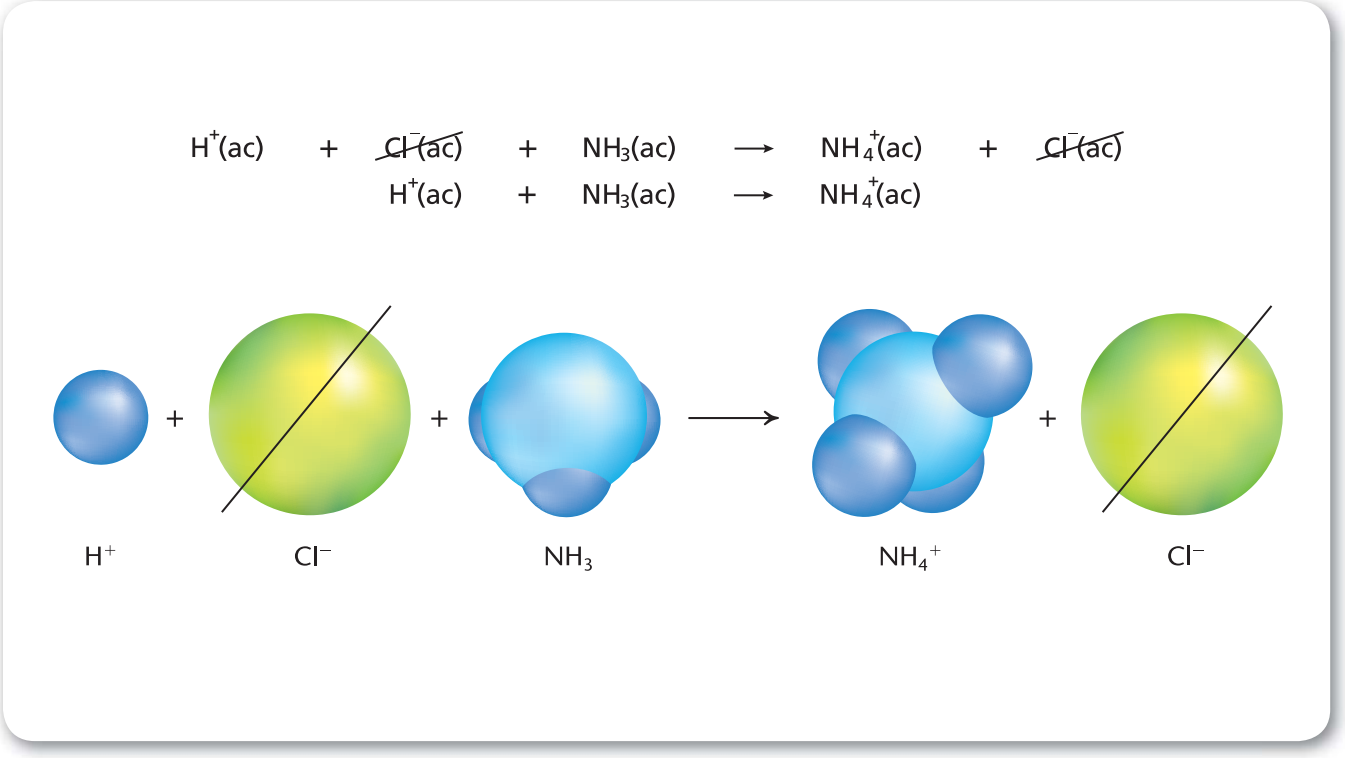
$$H^+(ac) + Cl^-(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac)$$

La sal iónica NH_4Cl en solución acuosa se escribe en forma de iones disociados. En la **figura 15.5** se muestra cuáles de estas partículas participan realmente en la reacción.

En todos esos ejemplos de reacciones de un ácido fuerte con una base débil, la ecuación iónica neta es distinta de la reacción de un ácido fuerte y una base fuerte. Las interacciones submicroscópicas de las reacciones de ácido fuerte-base débil ocurren entre los iones hidrógeno y las bases.

NOTICIAS de la materia

En la época medieval, los depósitos naturales de cloruro de amonio, compuesto derivado del amoniaco, se explotaron por primera vez en Egipto, cerca de un templo del dios Ammón.



■ **Figura 15.5** A simple vista, la reacción iónica muestra que el ion cloruro es un ion espectador porque aparece en ambos lados de la reacción. Si eliminas el ion espectador Cl^- en ambos lados de la ecuación iónica obtienes la ecuación iónica neta.

EJEMPLO Problema 15.2

Ecuaciones, ácido fuerte-base débil Escribe la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta de la reacción de ácido nítrico (HNO_3) con amoniaco (NH_3).

1 Analiza

Determina si el ácido es fuerte o débil, y si la base es fuerte o débil. El ácido nítrico (HNO_3) es un ácido fuerte. El amoniaco (NH_3) es una base débil.

2 Establece

Escribe la ecuación de la reacción global.

$$HNO_3(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4NO_3(ac)$$

Escribe la ecuación iónica, en la que se muestren HNO_3 y NH_4NO_3. Como el HNO_3 es un ácido fuerte, lo representas completamente ionizado. El NH_3 es una base débil, por lo cual debes escribirlo como NH_3. Disocias la sal, nitrato de amonio (NH_4NO_3) en sus iones constitutivos porque es un compuesto iónico.

$$H^+(ac) + NO_3^-(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

3 Resuelve

Busca los iones espectadores. En esta reacción sólo el ion nitrato (NO_3^-) es un ion espectador. Elimina este ion de ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación iónica neta.

$$H^+(ac) + \cancel{NO_3^-(ac)} + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + \cancel{NO_3^-(ac)}$$

$$H^+(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac)$$

Observa que ésta es la misma ecuación iónica neta para el ejemplo del HCl y NH_3 mostrado en la **figura 15.5**.

4 Verifica

Revisa de nuevo la ecuación para asegurarte de que no hayan quedado iones iguales en ambos lados de la ecuación.

PROBLEMAS de Práctica

Respuestas a los problemas Página 865

Escribe la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta de cada una de las siguientes reacciones:

5. Ácido perclórico ($HClO_4$) y amoniaco (NH_3)

6. Ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$)

7. Ácido sulfúrico (H_2SO_4) e hidróxido de hierro(III) ($Fe(OH)_3$)

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con la escritura de las ecuaciones iónicas globales y ecuaciones iónicas netas, revisa los problemas adicionales de la página 831.

Formación de cavernas

Cuando piensas en una caverna, ¿qué imágenes vienen a tu mente? Posiblemente piensas en una cámara subterránea maciza, fría y húmeda que penetra en las profundidades de la Tierra o piensas en un mundo subterráneo de fantasía con carámbanos pétreos que crecen del suelo y cuelgan del techo. Cualquiera que sea la imagen que tengas, las cavernas son una de las maravillas de la naturaleza.

Cómo se forman las cavernas Las cavernas se forman en regiones de piedra caliza en todas partes del mundo. La piedra caliza es carbonato de calcio, que es sólo ligeramente soluble en agua. Las cavernas que se forman en este tipo de rocas se denominan grutas acuosas.

¿Qué ocasiona que el agua natural sea ácida? El agua de lluvia es ligeramente ácida porque contiene dióxido de carbono (CO_2) atmosférico. Una pequeña cantidad de dióxido de carbono se disuelve en el agua, pero parte reacciona con ella y forma ácido carbónico (H_2CO_3).

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(ac)$$

El ácido carbónico forma un ion hidronio (H_3O^+) y un ion hidrógeno carbonato (CHO_3^-).

$$H_2CO_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + HCO_2^-(ac)$$

¿Cómo forma las cavernas este ácido? Los iones hidronio reaccionan con la piedra caliza y forma iones calcio (Ca^{2+}) y iones hidrógeno carbonato (HCO_3^-) solubles.

$$H_2O^+(ac) + CaCO_3(s) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + HCO_3^-(ac) + H_2O(l)$$

El agua ácida disuelve las rocas de piedra caliza y produce oquedades que contienen agua.

Estalactitas y estalagmitas Las estalactitas y las estalagmitas, que se muestran en la **figura 1**, son depósitos de carbonato de calcio que se forman por el goteo de agua calcárea. Las estalactitas parecen carámbanos y se forman desde el techo o a los lados de una caverna. Las estalagmitas parecen estalactitas invertidas y se forman en el piso de las cavernas.

Figura 1 Las estalactitas y estalagmitas son depósitos de carbonato de calcio.

Durante la segunda fase, el barro, sedimento, arena o grava se desliza por las grutas. En la tercera fase, las corrientes subterráneas remueven parte de este material, con lo cual las modifican y ensanchan. Las estalactitas y estalagmitas se forman por un proceso químico y físico inverso al que creó la caverna. El agua que contiene dióxido de carbono disuelto y ácido carbónico se satura con hidrógeno carbonato de calcio. Cuando el agua se filtra en el techo de la caverna, forma las gotas y se evapora lentamente.

Parte del ácido carbónico se transforma nuevamente en dióxido de carbono y agua. El pH del agua aumenta y la solubilidad del hidrógeno carbonato de calcio disminuye. El carbonato de calcio precipita lentamente y forma estalactitas durante miles de años. Cuando el agua saturada gotea en el piso, el mismo proceso forma estalagmitas con mucha lentitud. Algunas veces, las dos formaciones crecen juntas y forman columnas.

Conexión con la Química

1. **Aplica** Identifica dos cambios físicos y dos cambios químicos que suceden durante la formación de una caverna.
2. **Razona críticamente** Escribe las ecuaciones de la formación de una caverna a partir de $MgCO_3$ un componente de la dolomita ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$).

■ **Figura 15.6** La reacción de un ácido fuerte y una base débil no es una reacción de neutralización. El pH de una solución de HCl 0.100*M* es 1 (arriba) y el pH de una solución de NH_3 0.100*M* es aproximadamente de 11 (centro).

Aplicación ***¿Cuál es el pH de la solución que resulta (abajo) cuando se mezclan volúmenes iguales de estas dos soluciones y la reacción se completa?***

Ácido fuerte, base débil y pH La **figura 15.6** muestra que una solución de amoniaco 0.100*M* es, en definitiva, una base; tiene un pH mayor de 7. Si comparas el pH del NaOH 0.100*M* de la **figura 15.4** con el pH del NH_3 0.100*M*, verás que el amoniaco es una base más débil porque tiene un pH más bajo.

La **figura 15.6** también muestra que al mezclar volúmenes iguales de soluciones de amoniaco y ácido clorhídrico de la misma molaridad, el pH de la mezcla final es menor de 7. Un pH menor de 7 significa que la mezcla final de la reacción es ácida. Por lo tanto, en esta mezcla deben estar presentes más iones hidronio que iones hidróxido.

¿Cómo puede ser que al reaccionar el mismo número de moles de base y de ácido se forme en una reacción una solución neutra y en otra una solución ácida? El resultado debe tener algo que ver con la fuerza relativa del ácido y de la base.

Una definición más amplia de ácidos y bases

La reacción de un ácido fuerte con una base débil demuestra que es necesario definir más ampliamente a los ácidos y las bases. Como aprendiste en el capítulo anterior, gran parte del comportamiento de los ácidos y de las bases en agua se puede explicar con un modelo que se enfoque en la transferencia del ion hidrógeno desde el ácido hacia la base. Este modelo también ayuda a explicar por qué no todas las reacciones ácido-base forman una solución neutra.

Donador o receptor del ion hidrógeno Para elaborar una definición más general de un ácido o de una base, puedes utilizar como punto de partida la capacidad de intercambio del ion hidrógeno. En esta definición, conocida como **modelo de Brønsted-Lowry** de ácidos y bases, un ácido se define como una sustancia que dona o cede un ion hidrógeno en una reacción química. Una base es simplemente lo contrario, es una sustancia que acepta un ion hidrógeno en una reacción química.

Observa otra vez la ecuación iónica neta de ácido clorhídrico (HCl) con amoniaco (NH_3) en la página 523. Si te apegas estrictamente a la definición de una base como un productor de ion hidróxido en agua, ninguna de esas ecuaciones definen al amoniaco como una base. Recuerda que los iones hidróxido se producen pero en cantidad tan pequeña que no se muestra en las ecuaciones.

$$H^+(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac)$$

A. Durante la transferencia de un H^+ del HCl a una molécula de agua, el HCl actúa como un ácido, y el agua actúa como una base.

$$\underset{\text{ácido}}{HCl(ac)} + \underset{\text{base}}{H_2O(l)} \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

B. Durante la transferencia de H^+ desde un ion hidronio a una molécula de amoniaco, el ion hidronio actúa como un ácido, y la molécula de amoniaco como una base.

$$\underset{\text{ácido}}{H_3O^+(ac)} + \underset{\text{base}}{NH_3(ac)} \longrightarrow NH_4^+(ac) + H_2O(l)$$

C. El agua también reacciona con las moléculas de amoniaco. El agua actúa como un ácido y el amoniaco como una base.

$$\underset{\text{ácido}}{H_2O(l)} + \underset{\text{base}}{NH_3(ac)} \longrightarrow NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

■ **Figura 15.7** Durante una reacción entre HCl acuoso y NH_3 acuoso, suceden varias transferencias de H^+.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 875 para realizar una **prueba de amoniaco**

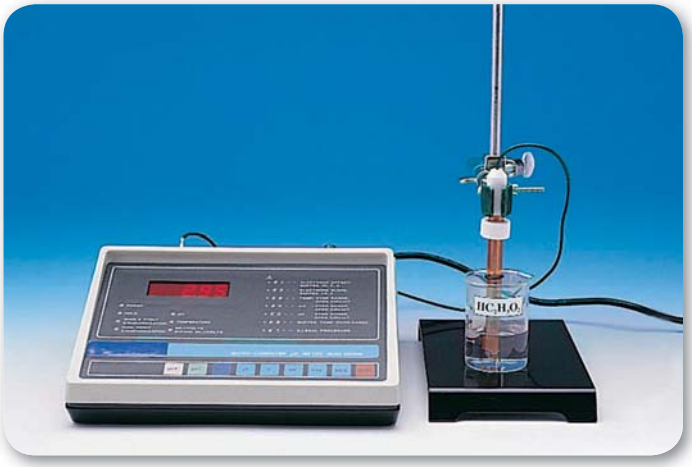
Si utilizas la definición de Brønsted-Lowry, sin duda puedes decir que el amoniaco actúa como una base. El amoniaco acepta un ion hidrógeno del ion hidronio. La **figura 15.7B** muestra esta reacción escrita en su forma más completa y muestra claramente la transferencia del ion hidrógeno. El ion hidronio (H_3O^+) actúa como el ácido porque dona el ion hidrógeno.

Se necesitan dos para la transferencia Observa en la **figura 15.7** que las definiciones de un ácido como productor de ion hidronio y de una base como productor de ion hidróxido se incluyen en esta definición de transferencia de H^+. Cuando el HCl reacciona con agua, actúa como un donador de H^+, así que es un ácido. El agua actúa como receptor de H^+, de modo que es una base (**figura 15.7A**). Cuando el amoniaco reacciona con agua, cada molécula de amoniaco acepta un H^+ del agua. El amoniaco es la base y el agua es el ácido (**figura 15.7B**). Recuerda que se requieren las dos sustancias para la transferencia; para cada ácido (el donador de H^+) debe haber una base (el receptor de H^+).

Aunque por lo general piensas en el agua como una sustancia neutra, ahora ya conoces una propiedad especial de ella. El agua puede actuar como ácido o como base, según los componentes de la solución. En la **figura 15.7A**, el agua actúa como base; en la **figura 15.7B**, el agua actúa como ácido.

No se necesita agua Aunque la mayoría de las reacciones que vas a estudiar suceden en agua, la definición de transferencia de H^+ no requiere la presencia de dicho compuesto. Por ejemplo, la reacción entre HCl(g) y NH_3(g) que se muestra en la **figura 15.8**. Esta reacción sucede en fase gaseosa, e implica la transferencia de un ion hidrógeno desde una molécula de HCl gaseoso hacia una molécula de amoniaco gaseoso, para formar un producto sólido. Esta reacción entre gases se puede clasificar ahora como una reacción ácido-base.

■ **Figura 15.8** El HCl(g) y el NH_3(g) reaccionan para formar NH_4Cl(s). Los gases que se desprenden de estas soluciones acuosas concentradas reaccionan y forman cloruro de amonio.



■ **Figura 15.9** La reacción de un ácido débil y una base fuerte no forma una solución neutra. El pH de una solución de $HC_2H_3O_2$ 0.100*M* (arriba) es aproximadamente 3, y el pH de una solución de NaOH 0.100*M* (centro) es aproximadamente 13.

Calcula ***¿Cuál es el pH de la solución que resulta (abajo) cuando se completa la reacción?***

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Ácido débil + base fuerte

Con base en esta nueva definición de reacción ácido-base como una transferencia de H^+, examina la reacción ácido-base en la que el ácido es débil y la base es fuerte. Un ejemplo de este tipo de reacción es la del ácido acético ($HC_2H_3O_2$), el ácido débil que se encuentra en el vinagre, con hidróxido de sodio. La ecuación de la reacción global es semejante a la de la reacción de un ácido fuerte con una base fuerte.

$$HC_2H_3O_2(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l)$$

La reacción iónica: ¿Qué hay en la solución? Como sabes, el ácido acético es un ácido débil. En una solución de ácido acético sólo está ionizada una pequeña fracción de moléculas del ácido. Además del agua, la principal partícula presente en una solución acuosa de ácido acético es $HC_2H_3O_2$. El NaOH, como ya sabes, se disocia por completo. La ecuación iónica muestra lo que está presente cuando el ácido y la base reaccionan. Como en los casos anteriores, la sal también se escribe disociada en sus iones (Na^+, $C_2H_3O_2^-$).

$$HC_2H_3O_2(ac) + Na^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow Na^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l)$$

La reacción iónica neta: transferencia de H^+ La ecuación iónica contiene al ion sodio como ion espectador. Al cancelar el Na^+ en cada lado de la ecuación se obtiene la ecuación iónica neta.

$$HC_2H_3O_2(ac) + \cancel{Na^+(ac)} + OH^-(ac) \rightarrow \cancel{Na^+(ac)} + C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l)$$

$$HC_2H_3O_2(ac) + OH^-(ac) \rightarrow C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l)$$

La ecuación iónica neta muestra que un ácido débil y una base fuerte reaccionan por transferencia del ion hidrógeno desde el ácido débil al ion hidróxido. El ácido acético es el donador de H^+ y actúa como ácido. El ion hidróxido es el receptor de H^+ y funciona como la base. Aunque ésta es una reacción ácido-base, puedes notar que el H^+ no está implicado como reactivo o producto de la reacción. Sin embargo, al aplicar la definición de transferencia de H^+, es fácil ver que es una reacción ácido-base.

Ácido débil, base fuerte y pH Las fotografías de la **figura 15.9** muestran lo que sucede al mezclar soluciones de hidróxido de sodio y de ácido acético 0.100*M*. El pH de $HC_2H_3O_2$ 0.100*M* es mayor que el pH de la solución de HCl 0.100*M* de la **figura 15.6**.

Cuando se añade la solución de hidróxido de sodio a la de ácido acético, el pH aumenta cuando los hidrógenos ácidos de las moléculas de ácido acético reaccionan con los iones hidróxido. Al mezclar volúmenes iguales de las dos soluciones, el pH final es mayor que 7. La mezcla final de reacción es básica.

Como en el caso de una reacción base débil-ácido fuerte, al mezclar un número igual de moles del ácido y de la base, no se produce una solución neutra. Debido a que el pH final en este caso es básico, en la mezcla final de la reacción habrá mayor cantidad de iones hidróxido que de iones hidronio.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Vinagre
proviene de la palabra francesa *vinaigre,* que significa *vino agrio.*

EJEMPLO Problema 15.3

Ecuaciones, ácido débil, base fuerte Escribe la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta de la reacción de ácido fosfórico con hidróxido de litio.

1 Analiza

Determina si el ácido y la base son fuertes o débiles. El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un ácido débil, mientras que el hidróxido de litio (LiOH) es una base fuerte.

2 Establece

Escribe la ecuación balanceada de la reacción global. La sal formada es fosfato de litio, Li_3PO_4. El agua también es un producto. Vas a necesitar tres moles de LiOH por cada mol de H_3PO_4. Se formarán tres moles de agua.

$$H_3PO_4(ac) + 3LiOH(ac) \rightarrow Li_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$$

3 Resuelve

Ahora escribe la ecuación iónica. Como el H_3PO_4 es un ácido débil, sólo está parcialmente ionizado, por lo que debes escribirlo en la ecuación iónica como H_3PO_4. El LiOH está completamente disociado, al igual que la sal de fosfato de litio. Trata de mantener balanceada la ecuación iónica.

$$H_3PO_4(ac) + \cancel{3Li^+(ac)} + 3OH^-(ac) \rightarrow \cancel{3Li^+(ac)} + PO_4^{3-}(ac) + 3H_2O(l)$$

Identifica los iones espectadores. El Li^+ es un ion espectador. Elimínalo en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación iónica neta.

$$H_3PO_4(ac) + 3OH^-(ac) \rightarrow PO_4^{3-}(ac) + 3H_2O(l)$$

4 Verifica

Verifica que la reacción proceda mediante la transferencia de ion hidrógeno desde las moléculas de ácido fosfórico hacia los iones hidróxido. Todas las reacciones ácido débil-base fuerte suceden por este tipo de transferencia de H^+.

PROBLEMAS de Práctica

Respuestas a los problemas Página 865

Escribe las ecuaciones iónicas globales y las ecuaciones iónicas netas de las siguientes reacciones:

8. Ácido carbónico (H_2CO_3) e hidróxido de sodio (NaOH)

9. Ácido bórico (H_3BO_3) e hidróxido de potasio (KOH)

10. Ácido acético ($HC_2H_3O_2$) e hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)

NOTICIAS de la materia

El vinagre es una solución diluida de ácido acético. El ácido acético puro, conocido como ácido acético glacial, se purificó por vez primera en 1700, por destilación del vinagre. A temperatura ambiente, el ácido acético puro es líquido, pero se congela a 17°C. El término glacial significa "como hielo". El ácido acético glacial se congela en los laboratorios de química que son fríos.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con las ecuaciones iónicas netas de ácido débil con base fuerte, revisa los problemas adicionales de la página 831.

■ **Figura 15.10** El ácido acético débil no reacciona con el hidróxido de aluminio, una base débil.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Débil y débil: no es favorable

La reacción fuerte-fuerte más los dos tipos de reacciones débil-fuerte son las reacciones ácido-base más favorables. Considerar una reacción ácido-base como una transferencia de H^+ te ayuda a comprender por qué la reacción débil-débil no se considera una reacción favorable.

Debido a que ni el ácido débil ni la base débil tienen una fuerte tendencia a transferir iones hidrógeno, la transferencia entre ambos puede ocurrir, pero no es común. Por lo general, las reacciones entre un ácido débil y una base débil no tienen un papel importante en la química ácido-base, como se muestra en la **figura 15.10**.

Sección 15.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Las reacciones ácido-base se clasifican de acuerdo con la fuerza del ácido y de la base.
- Las reacciones de ácido fuerte-base fuerte, ácido débil-base fuerte y base débil-ácido fuerte son los tipos predominantes de reacciones ácido-base.
- Las reacciones de los ácidos y las bases se identifican por la definición de transferencia de ion hidrógeno. Un ácido es un donador de H^+ y una base es un receptor de H^+.
- Cuando reaccionan los ácidos y las bases, el pH de la solución final depende de la naturaleza de los reactivos.
- Las reacciones ácido fuerte-base fuerte producen soluciones neutras.
- Las reacciones ácido débil-base fuerte producen soluciones más básicas, las reacciones ácido fuerte-base débil producen soluciones ácidas.

11. Idea PRINCIPAL **Escribe** las ecuaciones iónicas globales y las ecuaciones iónicas netas de las siguientes reacciones:

a) Ácido perclórico ($HClO_4$) e hidróxido de sodio (NaOH)

b) Ácido sulfúrico (H_2SO_4) y amoniaco (NH_3)

c) Ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$) e hidróxido de potasio (KOH)

12. Predice si el pH de la solución final es ácido, básico o neutro, en cada una de las reacciones de la pregunta 11. Explica por qué.

13. Identifica el ácido y la base en cada una de las siguientes reacciones:

a) $HBr(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Br^-(ac)$

b) $NH_3(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$

c) $HS^-(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_2S(ac) + OH^-(ac)$

14. Aplica los conceptos Piensa qué ácidos y qué bases podrían reaccionar para formar cada una de las siguientes sales. Si cada una de estas sales se disuelve en agua, ¿su solución será ácida, básica o neutra? Si no es neutra, utiliza una ecuación para explicar las razones de ello.

a) NH_4Cl **c)** $LiC_2H_3O_2$

b) NaCl **d)** $NH_4C_2H_3O_2$

15. Predice El ácido láctico se produce en los músculos durante el ejercicio. También se encuentra en la leche agria debido a la acción de las bacterias. La fórmula del ácido láctico es $HC_3H_5O_3$. Escribe la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta de la reacción del ácido láctico con hidróxido de sodio. ¿El pH de la solución final será mayor que 7, exactamente 7 o menor que 7?

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 15.2

Objetivos

- **Evalúa** la importancia de un amortiguador para determinar el pH.
- **Diseña** estrategias para hacer titulaciones ácido-base y calcular los resultados de los datos.
- **Calcula** los resultados a partir de datos obtenidos en titulaciones.

Revisión de vocabulario

iones espectadores: iones que están presentes en una solución pero no participan en una reacción

Vocabulario nuevo

amortiguador
titulación
solución estándar

Aplicaciones de las reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL **Las reacciones ácido-base tienen una función importante en el cuerpo humano.**

Vínculo con el mundo real ¿Qué tienen en común la química sanguínea, la lluvia y los lagos, y tu champú favorito? En cada uno de ellos, al igual que ocurre en muchos otros productos, se debe mantener un balance ácido-base óptimo. No importa si te interesan las reacciones que sostienen la vida, o simplemente quieres hacer un buen champú: es importante entender la química ácido-base.

Amortiguadores para regular el pH

La regulación del pH es vital para la vida. Por ejemplo, mantener una química sanguínea sana depende de su balance ácido-base. El pH de tu sangre es ligeramente básico, alrededor de 7.4. Cuando estás sano, el pH de tu sangre no varía en más de una décima de una unidad de pH.

Si te detienes a pensar en todos los materiales que entran y salen de tu sangre, es extraordinario que su pH permanezca tan constante. Muchos de los materiales son ácidos o básicos, lo cual hace que la constancia del pH sanguíneo sea fascinante. La sangre es un ejemplo de un amortiguador efectivo.

El valor del pH no sólo es importante para las personas, sino que también es vital para muchas de las reacciones que mantienen a los organismos vivos. Por ejemplo, las medusas de la **figura 15.11** no tienen sangre. Pero mantener su pH en un pequeño intervalo, de 8.1 a 8.4, es importante para la salud de las medusas.

Figura 15.11 Para que el medio ambiente que rodea a estas medusas sea propicio, el pH del acuario localizado en Monterey Bay, debe ajustarse para estar entre 8.1 y 8.4.

Predice ***¿Qué pasaría si se permitiera que el pH descendiera a 7?***

Definición de amortiguador Un **amortiguador** es una solución que resiste los cambios de pH cuando se le añaden cantidades moderadas de ácidos o de bases. Contiene iones o moléculas que reaccionan con los iones OH^- o H^+ si uno de estos iones se añade a la solución.

El amortiguador de amoniaco-amonio Las soluciones amortiguadoras se preparan con un ácido débil y una de sus sales o bien con una base débil y una de sus sales. Por ejemplo, se puede preparar una solución amortiguadora con la base débil amoniaco (NH_3) y una sal de amonio, como NH_4Cl. Si se le añade un ácido, el NH_3 reacciona con los iones H^+.

$$NH_3(ac) + H^+(ac) \rightarrow NH_4^+(ac)$$

Si se añade una base, el ion NH_4^+ de la sal reacciona con el ion OH^-.

$$NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow NH_3(ac) + H_2O(l)$$

El amortiguador de ácido acético-acetato de sodio Observa otro sistema que contiene el ácido acético débil ($HC_2H_3O_2$) y la sal acetato de sodio ($NaC_2H_3O_2$). Si se añade una base fuerte, OH^-, el ácido débil del sistema amortiguador reacciona para neutralizar la base añadida.

$$HC_2H_3O_2(ac) + OH^-(ac) \rightarrow C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l)$$

■ **Figura 15.12** Los amortiguadores mantienen el pH de una solución.

Compara *lo que ocurre cuando se adiciona ácido y base a un sistema amortiguador de ácido acético/acetato de sodio que está a pH = 5 (izquierda), con lo que ocurre cuando se adiciona la misma cantidad de ácido y base a una solución sin amortiguador que está a pH = 5 (derecha).*

Esta reacción neutraliza OH^-. Si se añaden H^+, el ion acetato del $NaC_2H_3O_2$ está disponible para neutralizarlos.

$$C_2H_3O_2^-(ac) + OH^+(ac) \longrightarrow HC_2H_3O_2(ac)$$

Observa en la **figura 15.12** que el pH no permanece constante en la solución amortiguadora, sino que cambia ligeramente en la dirección del pH del ácido o la base añadidos. Estos cambios de pH son insignificantes si los comparas con los cambios que suceden en una solución no amortiguada.

Un amortiguador de la sangre: CO_2 disuelto El sistema amortiguador NH_3–NH_4Cl y el sistema amortiguador $HC_2H_3O_2$–$NaC_2H_3O_2$ son muy comunes en muchos laboratorios. ¿Cómo se compara el amortiguador de tu sangre con estos sistemas de laboratorio? Aunque hay varias sustancias químicas involucradas, el sistema opera de manera esencialmente igual.

La capacidad de la sangre para mantener un pH de 7.4 constante se debe a varios sistemas amortiguadores. El dióxido de carbono disuelto es uno de estos sistemas. Recuerda que cuando el dióxido de carbono se disuelve en agua, se forma ácido carbónico, H_2CO_3.

$$CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(ac)$$

La otra parte de este amortiguador de la sangre es el ion hidrógeno carbonato, HCO_3^-. Si algún fenómeno incrementa los iones OH^- en tu sangre, el H_2CO_3 reacciona para disminuir la concentración de los mismos y evitar que aumente el pH.

$$H_2CO_3(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow HCO_3^-(ac) + H_2O(l)$$

Si entran H^+ a la sangre, el HCO_3^- reacciona para evitar que el pH disminuya.

$$HCO_3^-(ac) + H^+(ac) \longrightarrow H_2CO_3(ac)$$

El pH sanguíneo y los pulmones Ten en mente que el nivel de CO_2 en la sangre, y por tanto el nivel de ácido carbónico, es controlado por los pulmones. Si aumenta la cantidad de H^+ en la sangre, se produce una gran cantidad de H_2CO_3, con lo cual disminuye la concentración de H^+.

Con el fin de reducir la concentración de ácido carbónico producido, los pulmones trabajan para eliminar dióxido de carbono a través de la respiración. Por otro lado, la respiración rápida y profunda puede ocasionar una deficiencia de dióxido de carbono en la sangre. Esta condición se llama hiperventilación. A menudo sucede cuando una persona está nerviosa o asustada. En este caso, el aire de los pulmones se intercambia tan rápido que se elimina demasiado CO_2. Los niveles sanguíneos de CO_2 disminuyen, lo cual reduce la cantidad de ácido carbónico en la sangre, induciendo un aumento en el pH, lo que puede ser fatal a menos que se tomen medidas para detener este tipo de respiración.

Cuando una persona hiperventila, necesita calmarse y respirar con regularidad. Si la persona respira cubriendo su nariz y boca con una bolsa de papel, aumenta la concentración de CO_2 en el aire que inhala. Esto obliga a que entre más CO_2 a la sangre a través de los pulmones y el pH de la sangre regresa a su nivel normal. La **figura 15.13** muestra lo estrecho del margen de variación del pH sanguíneo y resume el comportamiento de uno de los amortiguadores que controlan el pH.

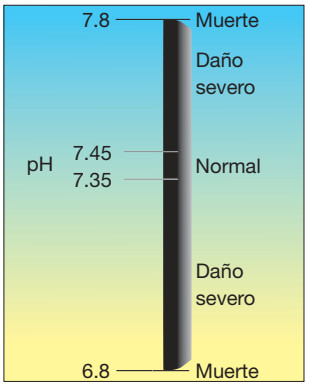


Figura 15.13 El pH de la sangre humana se mantiene dentro de un margen estrecho debido a una mezcla de amortiguadores. El sistema de H_2CO_3/HCO_3^- es una parte importante del amortiguador sanguíneo.

MiniLab 15.2

Soluciones amortiguadoras

¿Cómo puedes cambiar el pH de una solución? Compara las cantidades de soluciones ácida y básica que se requieren para causar cambios similares de pH en dos soluciones con pH 7: una de cloruro de sodio y una solución amortiguada.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Obtén y rotula cuatro **tubos de ensayo** con los números 1 al 4. Colócalos en una **gradilla**.
3. Utiliza una **probeta pequeña** para medir 5.0 mL de la **solución de NaCl** en los tubos 1 y 3.
4. Utiliza otra probeta pequeña para medir 5.0 mL de la **solución amortiguada de pH 7** en los tubos 2 y 4.
5. Añade dos gotas de **indicador anaranjado de metilo** a los tubos 1 y 2. El indicador será amarillo si el pH es mayor de 4.4 y cambiará a anaranjado rojizo si el pH disminuye de 4.4 a 3.2.
6. Añade gota a gota una **solución de HCl 0.100*M*** a los tubos 1 y 2, agitando después de cada gota hasta que el color de la solución cambie a anaranjado rojizo. Anota el número de gotas requeridas en cada una de las soluciones.
7. Añade dos gotas de **indicador fenolftaleína** a los tubos 3 y 4. La fenolftaleína es incolora si el pH es menor de 8.2 y cambia a rosa o magenta cuando el pH aumenta de 8.2 a 10.0.
8. Añade gota a gota una **solución de NaOH 0.1*M*** a los tubos 3 y 4, agitando después de cada gota, justo hasta que el color de la solución cambie a rosa o magenta. Anota el número de gotas requeridas en cada caso.

Análisis

1. **Compara** el número de gotas de ácido requerido para disminuir el pH de las dos soluciones lo suficiente para que el anaranjado de metilo cambie de color.
2. **Compara** el número de gotas de base necesarias para elevar el pH de las dos soluciones lo suficiente para que la fenolftaleína cambie de color.
3. **Describe** el efecto del amortiguador sobre el pH de la solución.

Química cotidiana

El hipo

¿Alguna vez te has preguntado qué es lo que provoca el hipo? Frecuentemente el hipo empieza sin razón aparente. Le sucede a casi todo el mundo, pero no tienen ningún propósito definido.

¿Qué es el hipo? La mayoría de las veces es una molestia inofensiva que puede durar unos minutos o varias horas. Son espasmos involuntarios repetidos de tu diafragma, un músculo de la respiración en forma de domo que separa la cavidad torácica de la abdominal, como se muestra en la **figura 1**. Cuando comienza el hipo, el diafragma se retrae y el aire que entra se detiene bruscamente cuando una pequeña membrana (la epiglotis) cierra de repente la abertura de la tráquea (la glotis), lo cual produce el conocido "hic". Puede ser que este proceso comience debido a una estimulación anormal de los nervios que controlan el diafragma y la glotis.

Posibles causas del hipo Algunas veces el hipo se produce cuando comes demasiado rápido y tragas aire junto con tu comida, cuando tu estómago está distendido debido a gas o lleno con gran cantidad de comida, o bien cuando ríes, toses o lloras con vigor. También puede deberse a los cambios bruscos de temperatura, como tomar bebidas frías o calientes o tomar un baño frío, o por excitación o estrés.

Posibles remedios Una variedad de remedios comunes detienen este reflejo rítmico. Estos remedios incluyen aplicar masaje sobre el área con un trozo de algodón, hacer gárgaras con agua, tomar sorbos de agua helada, comer una cucharada de azúcar o miel, o morder un limón. La interrupción de la respiración normal al estornudar o toser, o un dolor repentino o susto puede parar el hipo.

La mayoría de los remedios que parecen funcionar se relacionan con un aumento del CO_2 de la sangre que reduce ligeramente el pH. El cuerpo tiene varios sistemas amortiguadores que mantienen el intervalo del pH sanguíneo entre 7.35 y 7.45. Parece que una ligera disminución del pH bloquea ciertos controles nerviosos que ocasionan el hipo.

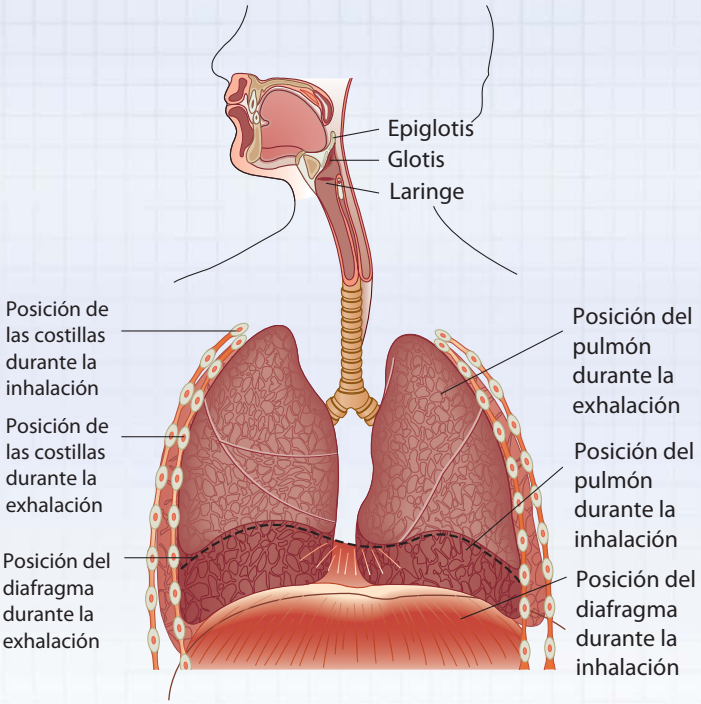


Figura 1 Posición de las costillas y el diafragma durante la respiración.

La respiración normal y el hipo Los puntos siguientes describen lo que sucede durante la respiración normal y el hipo.

A Cuando inhalas, el diafragma se contrae y se aplana. La glotis y la epiglotis se abren y entra una ráfaga de aire.

B Cuando exhalas, el diafragma se relaja, recupera su forma de domo y empuja el aire.

C Cuando tienes hipo, tu diafragma se sacude y el aire es obligado a pasar por la glotis y epiglotis, que al cerrarse de golpe provoca el hipo.

Explorando más

1. **Compara y contrasta** los posibles remedios para curar el hipo.
2. **Elabora una hipótesis** que explique por qué respirar y exhalar en una bolsa de papel o contener la respiración puede ayudar a detener el hipo.

■ **Figura 15.14** Si la roca y el suelo que componen y rodean el cauce de un lago son ricos en piedra caliza, ésta puede neutralizar la lluvia ácida por medio de reacciones ácido-base. Estos lagos tienen la capacidad de absorber la lluvia ácida sin que se produzca un cambio apreciable del pH. La solución acuosa que se forma con el agua del lago y $Ca(HCO_3)_2$ se comporta como un amortiguador.

Lluvia ácida contra lagos ácidos En el capítulo 14 aprendiste algo acerca de las fuentes de la lluvia ácida y su efecto sobre la vida animal y vegetal, así como sobre los objetos hechos por la mano del hombre, como los monumentos y las construcciones. Cuando la lluvia ácida cae sobre los lagos y las corrientes, es de esperar que aumente la acidez del agua y disminuya el pH.

Este efecto es cierto en algunos casos. Muchos de los lagos situados en el nordeste de Estados Unidos, el sur de Canadá, Europa del norte y en los países escandinavos, son ácidos, con valores de pH cercanos a 4.0, mientras que un lago saludable tiene un pH de alrededor de 6.5.

Otros lagos, muchos de los cuales están en el medio oeste de Estados Unidos, parecen tener la misma cantidad de lluvia ácida que los lagos ácidos, pero no muestran una reducción tan drástica de su pH. La clave de la capacidad de estos lagos de resistir los efectos de la lluvia ácida está en su geología local, como se muestra en la **figura 15.14**.

La piedra caliza está formada principalmente por carbonato de calcio ($CaCO_3$). El carbonato de calcio reacciona con dióxido de carbono (CO_2) y agua para formar hidrógeno carbonato de calcio ($Ca(HCO_3)_2$), un compuesto soluble en agua.

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(HCO_3)_2(ac)$$

Los lagos que se encuentran en zonas ricas en piedra caliza tienen concentraciones importantes del ion hidrógeno carbonato (HCO_3^-). Igual que en la regulación del pH de la sangre, el ion hidrógeno carbonato producido a partir del calcio hidrógeno carbonato forma una base que puede neutralizar el ácido existente en los lagos.

$$HCO_3^-(ac) + H^+(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

La química ácido-base de los antiácidos

La química ácido-base de los trastornos estomacales es un gran negocio. La **figura 15.15** muestra una pequeña selección de algunos antiácidos comerciales que se pueden comprar en farmacias y tiendas de autoservicio. Mucha gente usa este tipo de productos para calmar sus problemas de indigestión ácida.

El ambiente ácido del estómago Aunque el ácido gástrico puede causar problemas dolorosos, es importante que para estar saludable necesitas un estómago ácido. Recuerda que el pH del ácido gástrico, que es principalmente ácido clorhídrico, es de alrededor de 2.5. El ambiente ácido del estómago es extremadamente importante para una buena digestión.

■ **Figura 15.15** Los antiácidos contienen bases que actúan como amortiguadores para combatir los problemas estomacales asociados con la indigestión ácida.

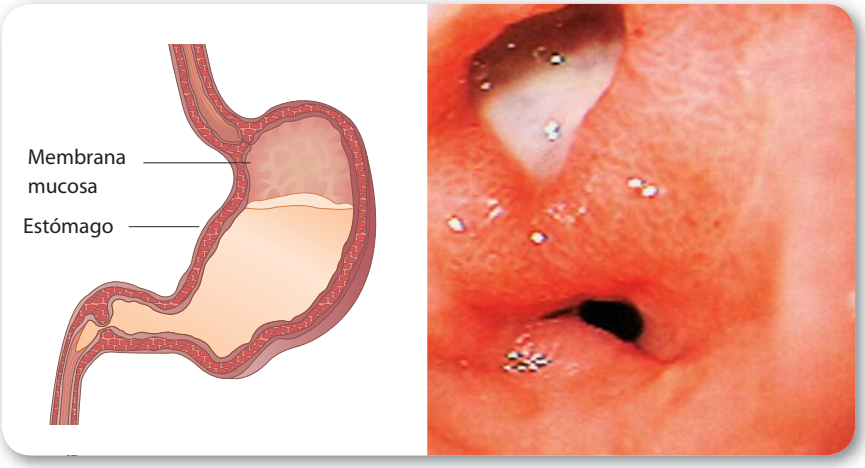


Figura 15.16 Una úlcera gástrica se forma cuando la membrana que protege el revestimiento del estómago se destruye y el ácido del estómago ataca sus paredes estomacales.

Algo de la química del estómago La combinación del ambiente ácido del estómago y las enzimas funciona para transformar las moléculas complejas que comes en moléculas más pequeñas que pueden ser transportadas a través de tu sangre y llegar a cada célula de tu cuerpo. Estas moléculas más pequeñas son la fuente de energía y el material estructural para las células.

Tu estómago está formado por proteínas que no son muy distintas de las proteínas de una hamburguesa. Las paredes internas de tu estómago están cubiertas con una membrana mucosa de carácter básico que lo protege de la fuerza del ácido y de las enzimas. Si el contenido del estómago es muy ácido, esta membrana se destruye debido a reacciones de neutralización ácido-base. En el punto donde la barrera es neutralizada, los jugos gástricos pueden comenzar a digerir las proteínas que forman la pared del estómago, como se muestra en la **figura 15.16.** Esto ocasiona las molestias de la indigestión ácida y puede provocar problemas más serios.

En la mayoría de las personas esta destrucción de la membrana mucosa se repara por sí misma en un lapso breve y no se daña el estómago a largo plazo. Sin embargo, en algunos casos el daño puede ser permanente, y si no se trata, se puede formar una úlcera. El proceso de corrección se puede acelerar mediante el empleo de un antiácido.

Antiácidos = anti-ácidos = bases Aunque se puede disponer de una gran variedad de antiácidos que se compran sin receta y otros que sólo se venden por prescripción médica, todos ellos comparten una química ácido-base común. La **tabla 15.2** muestra una lista de las bases que más se utilizan en los antiácidos. Los compuestos se pueden dividir en dos categorías: las bases que contienen hidróxido y las bases que contienen carbonato.

NOTICIAS de la materia

En la actualidad se pueden conseguir sin receta ciertos medicamentos que utilizan un enfoque alternativo para controlar la irritación gástrica. Estos fármacos actúan disminuyendo la secreción de ácido del estómago. Anteriormente, sólo podían venderse con receta a las personas que padecían de acidez gástrica severa o que tendían a padecer úlceras gástricas.

Tabla 15.2 Compuestos utilizados en los antiácidos

Hidróxidos insolubles	Compuestos de carbonato
Hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$)	Carbonato de calcio ($CaCO_3$)
	Carbonato de magnesio ($MgCO_3$)
Hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$)	Hidrógeno carbonato de sodio ($NaHCO_3$)
	Hidrógeno carbonato de potasio ($KHCO_3$)

Química y sociedad

Sangre artificial

Tienes un serio accidente y necesitas una transfusión de sangre de inmediato. ¿Preferirías sangre de otra persona o sangre artificial? En la situación planteada, la sangre artificial podría ser la mejor elección.

¿Qué es la sangre? La sangre está compuesta por diferentes componentes que son importantes para los procesos cotidianos que ocurren en el cuerpo. Los glóbulos blancos combaten enfermedades, las plaquetas permiten que la sangre coagule cuando hay una cortada, mientras que los glóbulos rojos, que conforman un gran porcentaje de la sangre, son responsables de transportar el oxígeno y el dióxido de carbono a través del cuerpo.

¿Por qué es necesaria la sangre artificial? Uno de los principales usos de la sangre en medicina es mantener el transporte de oxígeno hacia los órganos vitales cuando hay pérdidas grandes de sangre (alrededor del 40 por ciento del volumen de sangre de una persona). Las transfusiones han salvado muchas vidas en el siglo pasado. Sin embargo, el proceso de transfusión de sangre ha sido cuestionado debido a varios puntos: compatibilidad, eficiencia en su almacenamiento, escasez de donadores y riesgo de infección. La solución a estos problemas puede estar en la sangre artificial.

Función de la sangre artificial La meta de la sangre artificial, que se muestra en la **figura 1**, es imitar a la hemoglobina de los glóbulos rojos de la sangre, que transporta el oxígeno por el cuerpo. Este tipo de sangre artificial se llama sustituto de sangre de terapia de oxígeno. Hay dos formas de obtener un sustituto de sangre de terapia de oxígeno. Una de las formas es usar hemoglobina de ganado o sangre de cerdo, de sangre humana almacenada en un banco de sangre, o bien de bacterias manipuladas genéticamente.

Otra forma consiste en usar perfluorocarbono (PFC), un compuesto químico que puede acarrear oxígeno. Una emulsión de PFC, que cumple muchas de las funciones de la sangre biológica, se hace combinando antibióticos, agua, vitaminas, nutrientes y sales. La emulsión de PFC es tan eficaz para acarrear oxígeno, que los ratones pueden sobrevivir al respirar la mezcla líquida.

Figura 1 Sangre artificial.

¿Éxito artificial? Actualmente la FDA (Food and Drug Administration) no ha aprobado los sustitutos de sangre que contienen hemoglobina para su uso humano, aunque algunas variedades sí se han aprobado para su uso veterinario. Probablemente no pasarán muchos años más para que la FDA apruebe el uso de sustitutos de sangre de terapia de oxígeno en humanos. Tampoco los sustitutos de sangre que contienen perfluorocarbono están aceptados actualmente por la FDA. Sin embargo, muchos científicos médicos creen que este producto tiene un gran potencial para usos futuros.

ANÁLISIS del tema

1. **Adquiere información** Investiga la estructura de la hemoglobina y elabora un modelo simplificado de esta proteína.
2. **Infiere** Analiza por qué los científicos que trabajan en el desarrollo de sangre artificial necesitan un extenso conocimiento de la química.
3. **Razona críticamente** ¿Qué problemas podrían surgir debido al control gubernamental de la investigación sobre la sangre artificial? ¿Qué ventajas tendría?

Antiácidos con hidróxido Si examinas la lista de ingredientes de un antiácido probablemente reconocerás a cualquiera de los compuestos que contienen hidróxido como una base. Los hidróxidos utilizados en los antiácidos son poco solubles en agua. Como el pH de la saliva es neutro o ligeramente básico, estos hidróxidos insolubles no se disuelven y reaccionan luego de pasar por tu boca y el conducto digestivo superior, es decir, al llegar al medio ambiente ácido del estómago.

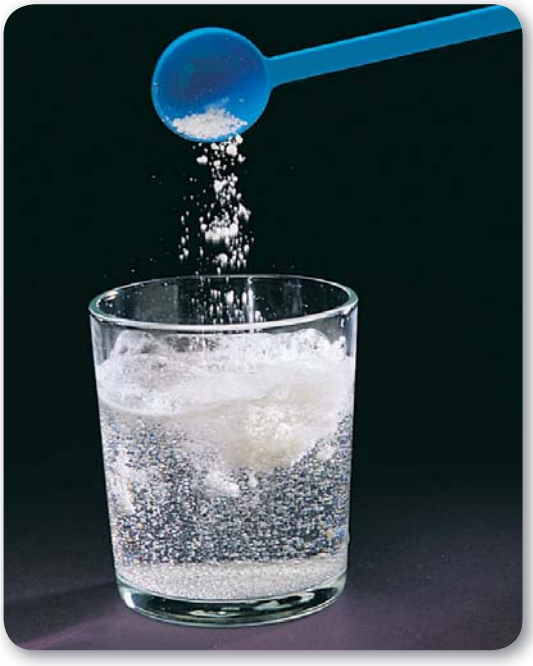
La leche de magnesia —una suspensión acuosa de hidróxido de magnesio— es un buen ejemplo de este tipo de antiácido. Si alguna vez probaste la leche de magnesia sin sabor, habrás notado que tiene un sabor amargo, lo cual es común de una base.

Antiácidos con carbonato Debido al análisis acerca de la regulación del pH sanguíneo y de la lluvia ácida, ya estás familiarizado con la capacidad que tienen los carbonatos e hidrógeno carbonatos para neutralizar los ácidos. Los antiácidos con carbonato (CO_3^{2-}) e hidrógeno carbonato (HCO^{2-}) reaccionan con el ácido clorhídrico (HCl) y forman ácido carbónico (H_2CO_3), el cual se descompone en dióxido de carbono gaseoso y agua.

$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2CO_3(ac)$$
$$NaHCO_3(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2CO_3(ac)$$
$$H_2CO_3(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

Muchos carbonatos e hidrógeno carbonatos son insolubles en agua y tienen gran poder neutralizante. Son los componentes principales de muchas tabletas antiácidas que se venden sin receta. En la **figura 15.17** se muestra un ejemplo de este tipo de antiácidos.

Igual que cualquier medicamento que se consigue sin receta médica, los antiácidos están diseñados para usarse ocasionalmente. Si una persona los usa con frecuencia por ataques de gastritis, posiblemente tiene un problema de salud más serio y debe consultar al médico.



■ **Figura 15.17** Algunos antiácidos contienen carbonato o hidrógeno carbonato y un ácido débil, como ácido cítrico. Cuando se añaden al agua, estos compuestos reaccionan y generan una sal básica y ácido carbónico, el cual se descompone en agua y dióxido de carbono.

Titulaciones ácido-base

Aunque las reacciones ácido-base no necesariamente tienen que suceder en solución acuosa, muchas de ellas se llevan a cabo en agua. En estas reacciones es muy importante conocer las concentraciones de las soluciones implicadas.

El proceso general para determinar la molaridad de un ácido o de una base por medio de una reacción ácido-base se conoce como **titulación** ácido-base. En una titulación se conoce la molaridad de uno de los reactivos, un ácido o una base, pero se desconoce la del otro. La molaridad conocida de un reactivo se utiliza para encontrar la molaridad desconocida de la otra solución. Las soluciones de molaridad conocida usadas en esta forma se denominan **soluciones estándar**.

Titulación de un ácido con una base

Imagina que estás encargado de limpiar y hacer el inventario de un almacén de química. Tu primer trabajo es catalogar las soluciones que se encuentran en el anaquel. Una de esas soluciones está en un frasco herméticamente cerrado y bien rotulado como NaOH 0.100*M*.

En el siguiente anaquel, encuentras otro frasco herméticamente cerrado y que no está bien rotulado. La etiqueta se ha deteriorado y lo único que se lee es HCl*M*. Esto indica que la solución contiene HCl, pero no te dice la molaridad. Para inventariar la solución, necesitas conocer su molaridad. ¿Qué puedes hacer?

El proceso de una titulación

Sabes que el NaOH y el HCl reaccionan completamente en una reacción de neutralización.

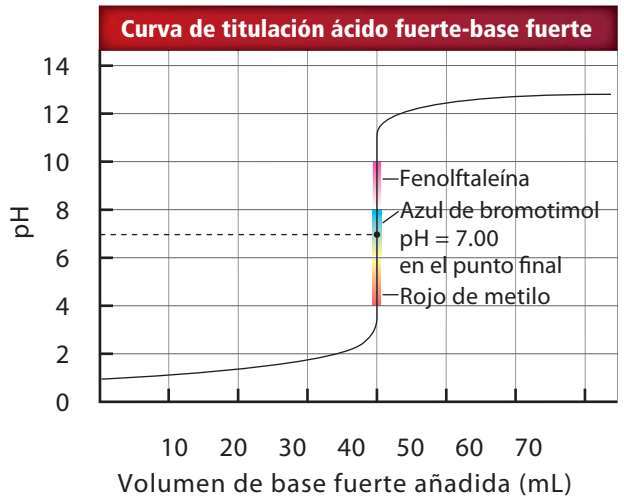
$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

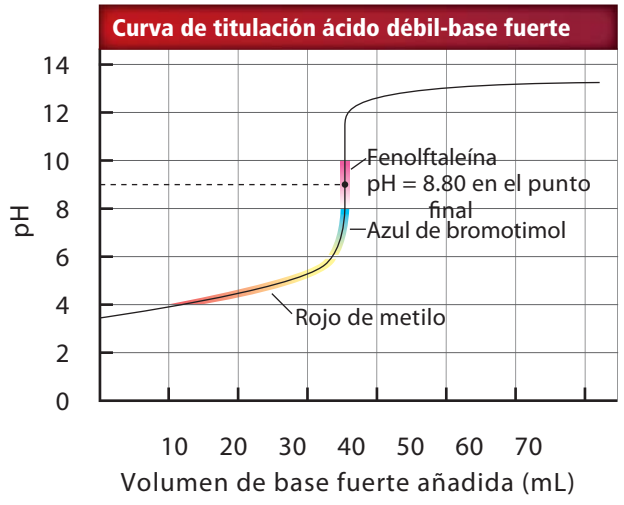
También conoces la concentración de la solución de NaOH, así que ésta será tu solución estándar. Puedes utilizar la reacción, los volúmenes de ácido y de base y la molaridad de la base para determinar la molaridad del HCl no rotulado. Sigue la primera parte de este procedimiento en la **figura 15.18**.

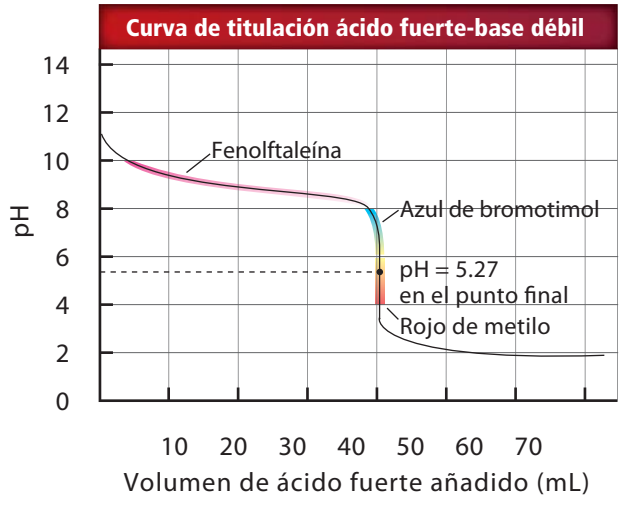
Necesitas medir con cuidado un volumen de la solución desconocida de HCl en un matraz. Para ello puedes utilizar una pipeta.

Para añadir el NaOH al HCl y medir la cantidad requerida de la solución de NaOH, se utiliza una bureta. Una bureta es un tubo largo calibrado que tiene una llave en el extremo inferior.

■ **Figura 15.18** Para realizar una titulación se necesitan mezclar volúmenes medidos de una solución estándar y de la solución desconocida.







■ **Figura 15.19** Las gráficas muestran el comportamiento de algunos de los indicadores ácido-base más populares que se utilizan en los laboratorios de química y el pH al cual cambian de color.

Aplica ***¿A qué pH cambian de color el azul de bromotimol, la fenolftaleína y el rojo de metilo?***

Uso de indicadores en una titulación Cuando la solución es neutra, sabes que has añadido la cantidad suficiente de base para que reaccione exactamente con la cantidad de ácido presente, y estás en lo que se conoce como el punto final de la titulación. Pero, ¿cómo saber cuándo se ha alcanzado el punto final? Tal vez la mejor forma de saberlo es utilizar un indicador ácido-base. Los diferentes indicadores cambian de color a distintos valores de pH.

Observa las gráficas en la **figura 15.19**. Para una titulación de NaOH y HCl, el punto final se alcanza cuando la solución tiene un pH de 7. Por tanto, necesitas un indicador que cambie de color muy cerca de este pH. El mejor indicador para esta titulación es el azul de bromotimol, que cambia de amarillo a azul cuando el pH es cercano a 7.

Recaudación de datos Imagina que tienes una bureta que contiene una solución estándar de NaOH y un matraz con 20.0 mL de HCl de concentración desconocida, como se describió en la **figura 15.18**. Usa el indicador azul de bromotimol para esta titulación. En la práctica, para efectuar la titulación de NaOH-HCl sigue el procedimiento señalado en la **figura 15.20** y anota los datos obtenidos.

Al inicio de la titulación sabes la molaridad de la solución estándar (en este caso, del NaOH), además del volumen de la solución de concentración desconocida. Con la titulación podrás conocer el volumen de la solución estándar que se necesita para neutralizar la solución de concentración desconocida. Estas tres cantidades (el volumen usado de la solución estándar, la molaridad del estándar y el volumen de la solución de concentración desconocida) te permitirán calcular la concentración desconocida.

Los indicadores ácido-base son útiles cuando se busca determinar la molaridad de una solución ácida o básica. La **figura 15.19** ilustra las curvas de titulación para las reacciones que ocurren entre un ácido fuerte y una base fuerte, entre un ácido débil y una base fuerte, y entre una base débil y un ácido fuerte, respectivamente. La primera gráfica representa los resultados de una titulación hecha entre un ácido fuerte y una base fuerte. Como resultado se obtiene una solución neutra, y el azul de bromotimol es un indicador efectivo para dicha reacción. Cuando un ácido débil reacciona con una base fuerte, como se ilustra en la gráfica de en medio, se produce una solución ligeramente básica y se usa fenoftaleína como indicador. La titulación de una base débil con un ácido fuerte produce una solución ligeramente ácida, como muestra el rojo de metilo en el punto final de la gráfica de abajo.

■ **Figura 15.20** El siguiente procedimiento muestra cómo efectuar y obtener datos de una titulación de HCl-NaOH. **Izquierda**: Añade unas gotas de indicador azul de bromotimol a la solución de HCl del matraz. La solución se vuelve amarilla. **En medio**: Titula el HCl con NaOH añadiendo la base en forma lenta de la bureta al matraz mientras la solución se agita constantemente. **Derecha**: Continúa añadiendo lentamente el NaOH hasta que el color cambie de amarillo a azul.

Determinación de la concentración con estequiometría Ahora tienes todos tus datos experimentales. ¿Como combinas estos datos experimentales para calcular la molaridad de la solución de HCl, que es el resultado experimental deseado?

Primero, elabora un resumen de lo que ya conoces. Sabes que 20 mL de la solución de HCl reaccionan con 19.9 mL de la solución 0.100*M* de NaOH para alcanzar el punto final. A partir de la ecuación balanceada de la reacción, sabes que un mol de HCl reacciona con un mol de NaOH; por tanto, el número de moles de HCl que hay en 20.0 mL de la solución de HCl es igual al número de moles de NaOH contenidos en 19.9 mL de la solución 0.100*M* de NaOH.

Ahora, utiliza el método del análisis dimensional para resolver este problema de estequiometría de soluciones, siguiendo el mismo procedimiento para resolver otros problemas de estequiometría. Como conoces la concentración de la solución de NaOH, primero encuentra el número de moles de NaOH implicados en la reacción.

$$9.9\ \text{mL soln}\left(\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}}\right)\left(\frac{0.100\ \text{mol NaOH}}{1.00\ \text{L soln}}\right) = 1.99 \times 10^{-3}\ \text{mol NaOH}$$

A continuación, examina la ecuación balanceada de la reacción y determina que, dado que sus coeficientes son iguales, reacciona el mismo número de moles de NaOH y de HCl.

$$\text{NaOH(ac)} + \text{HCl(ac)} \longrightarrow \text{NaCl(ac)} + \text{H2O(l)}$$

Dado que reaccionan 1.99×10^{-3} moles de NaOH, también reaccionan 1.99×10^{-3} moles de HCl presentes en la solución.

Por último, utiliza el volumen para encontrar la molaridad del ácido.

$$\left(\frac{19.9 \times 10^{-3}\ \text{mol HCl}}{20.0\ \text{mL soln}}\right)\left(\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}\right) = \left(\frac{0.0995\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L soln}}\right) = 0.0995M\ \text{HCl}$$

De acuerdo con la única titulación que hiciste, la molaridad de la solución de HCl es 0.0995*M*. Sin embargo, antes de que escribas este valor en la etiqueta, deberás repetir varias veces la titulación para verificar tu análisis y estar más seguro del valor que escribas en la etiqueta. Estudia el siguiente problema de ejemplo en el que se da otro ejemplo de una titulación.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de una titulación, visita glencoe.com

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre la presión de vapor, visita glencoe.com

EJEMPLO Problema 15.4

Búsqueda de la molaridad Una muestra de 15.0 mL de una solución de H_2SO_4 de molaridad desconocida, se tituló con 32.4 mL de NaOH 0.145*M* hasta el punto final del azul de bromotimol. De acuerdo con estos datos, ¿cuál es la molaridad de la solución de ácido sulfúrico?

1 Analiza

Dado que se conoce la molaridad de la solución de NaOH, se puede calcular el número de moles de NaOH que reaccionan. Por tanto, se puede determinar el número correspondiente de moles de H_2SO_4. Con este dato se puede calcular la molaridad del ácido.

2 Establece

Escribe la ecuación balanceada de la reacción. Recuerda que el ácido sulfúrico es un ácido diprótico.

$$H_2SO_4(ac) + 2NaOH(ac) \rightarrow 2H_2O(l) + Na_2SO_4(ac)$$

3 Resuelve

Como se conoce la concentración de la solución de NaOH, puedes calcular el número de moles de NaOH utilizados en la titulación.

$$32.1 \text{ mL soln} \left(\frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}}\right)\left(\frac{0.145 \text{ mol NaOH}}{1.00 \text{ L soln}}\right) = 4.7 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

Utiliza la ecuación balanceada para encontrar el número de moles de H_2SO_4 que reaccionan con 4.70×10^{-3} moles de NaOH.

$$4.7 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol NaOH}}\right) = 2.35 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2SO_4$$

Encuentra la concentración de H_2SO_4.

$$\left(\frac{2.35 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2SO_4}{15.0 \text{ mL soln}}\right)\left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}}\right) = \left(\frac{0.157 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L soln}}\right) = 0.157M \text{ } H_2SO_4$$

4 Verifica

Asegúrate de que las unidades del resultado final sean las correctas.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con cómo determinar la molaridad, revisa los problemas adicionales de la página 832.

PROBLEMAS de Práctica

Respuestas a los problemas Página 865

16. Se utilizó una solución de LiOH 0.100*M* para titular una solución de HBr de concentración desconocida. En el punto final, se usaron 21.0 mL de solución de LiOH para neutralizar 10.0 mL de HBr. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HBr?

17. Una bureta se llena con una solución de KOH 0.150*M* hasta la marca del 0. La solución se utilizó para titular 25.0 mL de una solución de HNO_3 de concentración desconocida. La lectura de la bureta en el punto final fue de 34.6 mL. ¿Cuál era la molaridad de la solución de HNO_3?

18. Se utilizó una solución de $Ca(OH)_2$ de concentración desconocida para titular 15.0 mL de una solución de H_3PO_4 0.125*M*. Si se gastaron 12.4 mL de $Ca(OH)_2$ para alcanzar el punto final, ¿cuál es la concentración de la solución de $Ca(OH)_2$?

CÓMO FUNCIONA

Indicadores de pH

Los indicadores son colorantes que toman distintos colores dependiendo de si están en una solución ácida o básica. Estos indicadores son ácidos y bases débiles que tienen estructuras complicadas y cambian de color cuando ganan o pierden iones de hidrógeno. La mayoría de los indicadores de pH son ácidos débiles que tienen la habilidad de liberar iones positivos de hidrógeno cuando la molécula se ioniza en disolución. Por ejemplo, el azul de timol, ($H_2C_{27}H_{28}O_{55}$), es un ácido débil que se utiliza como indicador de pH.

1 A un pH bajo (por debajo de 2), el azul de timol contiene dos hidrógenos ácidos en cada molécula. En esta forma, la molécula es roja.

2 Cuando el pH aumenta por arriba de 2, la concentración de H^+ cae lo suficiente para que la molécula pierda uno de sus hidrógenos ácidos. La forma monoprótica del azul de timol es amarilla.

3 A un pH de 8.9, la molécula de azul de timol pierde su segundo hidrógeno ácido. Sin hidrógenos ácidos, la molécula es azul.

Sin embargo, un solo indicador únicamente puede dar información general del pH. Por ejemplo, una solución de color azul con azul de timol, no muestra el valor real del pH, sino que sólo indica que el pH está por arriba de 8.9. Al combinar indicadores que abarcan un intervalo de pH de 1 a 14, es posible crear cambios de color que permitan una medición más precisa del pH. El papel para determinar el pH es una de estas mezclas. Si comparas el color del papel con un código de colores, puedes determinar el pH con una precisión de una unidad de pH o menos. Si se requieren valores de pH más específicos se debe utilizar un potenciómetro.

Razonamiento crítico

1. ¿Cuál crees que sea la relación existente entre el número de hidrógenos ácidos que pierde una molécula de un indicador de pH y el número de cambios de color?
2. ¿Qué ventajas tendría utilizar papel indicador en lugar de un potenciómetro?

QUIMILAB

PEQUEÑA ESCALA

TITULACIÓN DEL VINAGRE

Contexto

El vinagre es una solución compuesta principalmente por ácido acético (CH_3COOH) en agua, con una concentración que varía de 3 a 5 por ciento en volumen. El ácido acético del vinagre se puede neutralizar al añadir hidróxido de sodio.

$$CH_3COOH(ac) + NaOH(ac) \rightarrow H_2O(l) + NaCH_3COO(ac)$$

Vas a titular vinagres de varias marcas comerciales con una solución de hidróxido de sodio de concentración conocida. Con los datos, vas a calcular la molaridad y el porcentaje en volumen de ácido acético de los vinagres.

Problema

¿Cuáles son los porcentajes en volumen de ácido acético de los vinagres de varias marcas?

Objetivos

Observar las titulaciones ácido-base de varios vinagres con una solución estándar de hidróxido de sodio.

Calcular los porcentajes en volumen de ácido acético en los vinagres.

Comparar las concentraciones de ácido acético de las distintas marcas de vinagre.

Preparación

Materiales

una placa de reacción con 24 celdas
vinagre de varias marcas
puntas para micropipeta rotuladas
solución estándar de NaOH
solución de fenolftaleína
palillos de dientes
agua destilada en una botella para lavar

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: El hidróxido de sodio es cáustico y puede dañar la piel y los ojos. Si entras en contacto con esta solución, enjuaga el área afectada con una gran cantidad de agua y notifica a tu instructor. Lávate las manos minuciosamente cuando termines el laboratorio.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Elabora una tabla de datos como la que se muestra aquí.
3. Utiliza una punta de micropipeta para añadir diez gotas del primer tipo de vinagre a cada uno de las celdas —A1, B1 y C1— de la placa. Anota la marca del vinagre en tu tabla de datos.

4. Utiliza una punta de micropipeta limpia para añadir una gota de solución de fenolftaleína a cada uno de los tres orificios.
5. Coloca la placa sobre una hoja de papel blanco.

6. Usa una pipeta limpia y añade con cuidado una gota de la solución estándar de NaOH a la solución de la celda A1, agita la mezcla con un palillo limpio. Espera unos 30 segundos y observa a través si aparece el color rosa pálido de la fenolftaleína que indica el punto final de la titulación. Repite este procedimiento con cada gota hasta que se alcance el punto final. Anota el número de gotas de solución de hidróxido de sodio necesarias para titular el vinagre al punto final.
7. Repite el paso 6 con la segunda muestra de este vinagre que está en la celda B1. Si el resultado difiere en más de una gota del obtenido en la primera titulación, repite el procedimiento con la muestra de la celda C1.
8. Repite los pasos 3 a 7 con las otras marcas de vinagre, utiliza otras columnas de celdas en la placa. Anota tus datos después de cada titulación.

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** Con los dos ensayos que más concuerden, promedia el número de gotas de NaOH requeridas para titular el vinagre de cada marca. Utiliza este valor promedio y la molaridad dada del NaOH para calcular la molaridad del ácido acético en cada marca de vinagre. Suponiendo que las gotas de vinagre y de solución de NaOH tienen el mismo volumen, la razón de volúmenes en litros que reaccionan, es igual a la de los volúmenes en gotas que reaccionaron.
2. **Calcula** Utiliza tus resultados para calcular el porcentaje en volumen de ácido acético en cada marca de vinagre de acuerdo con la fórmula: *M* del ácido acético × (1.00 por ciento de ácido acético/0.175*M* de ácido acético) = porcentaje en volumen de ácido acético.
3. **Compara y contrasta** ¿Cuál de las marcas de vinagre que examinaste contiene el mayor porcentaje en volumen de ácido acético?

Aplicación y evaluación

1. Si conoces el costo y el volumen de cada marca de vinagre, calcula el costo en porcentaje de ácido acético por unidad de volumen para cada vinagre. ¿Cuál es la mejor compra de acuerdo con este criterio?

Datos y observaciones

Tabla de datos

Tipo de vinagre	Prueba 1: gotas de NaOH	Prueba 2: gotas de NaOH	Prueba 3: gotas de NaOH

CONTINÚA INDAGANDO

Infiere ¿Cómo podrías cambiar el procedimiento experimental para determinar de manera más precisa la concentración de los distintos vinagres?

■ **Figura 15.21** La plata se oxida y oscurece debido a que reacciona con compuestos del aire que contienen azufre. Para limpiar la plata se utilizan líquidos pulidores que contienen aluminio o bicarbonato de sodio

Conexión de ideas

Por lo general, las reacciones ácido-base son de doble desplazamiento. Si examinas el número de oxidación de cada elemento implicado en una reacción de doble desplazamiento, verás que los números de oxidación de los elementos no cambian. ¿Existen reacciones en las que cambien los números de oxidación?

Muchas reacciones importantes, como las de la oxidación de un automóvil viejo o la ignición de un combustible, implican reacciones en las que cambian los números de oxidación, es decir, que cambia la carga de los iones. La **figura 15.21** muestra los resultados en los cuales la plata reacciona con sustancias del aire ricas en azufre. Es importante averiguar a qué se deben estos cambios e investigar este tipo de reacción.

Sección 15.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Un amortiguador es una solución que mantiene un pH relativamente constante cuando se añaden iones H^+ o iones OH^-.
- Los antiácidos son bases que reaccionan con el ácido del estómago.
- Una titulación ácido-base utiliza una reacción ácido-base para determinar la molaridad de un ácido o de una base de concentración desconocida.

19. Idea PRINCIPAL **Aplica** Utiliza ecuaciones químicas para demostrar cómo trabaja el sistema amortiguador de la sangre.

20. Explica ¿Por qué una solución que tiene amoniaco y cloruro de amonio disueltos actúa como un amortiguador? Utiliza las ecuaciones iónicas netas para demostrar en qué forma responde este amortiguador a los iones H^+ y OH^- añadidos.

21. Describe las etapas de una titulación ácido base.

22. Aplica los conceptos Los siguientes valores de pH corresponden al punto final de tres titulaciones distintas. Con estos datos, indica si la titulación se trata de una reacción ácido débil-base fuerte, base débil-ácido fuerte o ácido fuerte-base fuerte. Utiliza la **figura 15.19** para seleccionar el mejor indicador de cada reacción. ¿Qué color verás en el punto final?

a) pH = 4.65 **b)** pH = 8.43 **c)** pH = 7.00

23. Compara Pulveriza dos tabletas de antiácidos, una marca X y otra marca Y, y a cada una le añades 100 mL de HCl 0.100*M*. Después de agitar, titulas el HCl remanente en la mezcla con NaOH 0.100*M*. La tableta marca X requiere menos NaOH de lo que necesita la tableta marca Y. ¿Cuál antiácido neutraliza más ácido?

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 15

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea La reacción de un ácido con una base produce agua y una sal.

Sección 15.1 Reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL Las concentraciones de los ácidos y de las bases determinan la clasificación de una reacción ácido-base.

Vocabulario

- ecuación iónica (p. 518)
- ecuación iónica neta (p. 520)
- ion espectador (p. 520)
- modelo de Brønsted-Lowry (p. 526)
- reacción de neutralización (p. 516)
- sal (516)

Conceptos clave

- Las reacciones ácido-base se clasifican de acuerdo con la fuerza del ácido y de la base.
- Las reacciones de ácido fuerte-base fuerte, ácido débil-base fuerte y base débil-ácido fuerte son los tipos predominantes de reacciones ácido-base.
- Las reacciones de los ácidos y las bases se identifican por la definición de transferencia de ion hidrógeno. Un ácido es un donador de H^+ y una base es un receptor de H^+.
- Cuando reaccionan los ácidos y las bases, el pH de la solución final depende de la naturaleza de los reactivos.
- Las reacciones ácido fuerte-base fuerte producen soluciones neutras.
- Las reacciones ácido débil-base fuerte producen soluciones más básicas, las reacciones ácido fuerte-base débil producen soluciones ácidas.

Sección 15.2 Aplicaciones de las reacciones ácido-base

Idea PRINCIPAL Las reacciones ácido-base tienen una función importante en el cuerpo humano.

Vocabulario

- amortiguador (p. 531)
- solución estándar (p. 539)
- titulación (p. 539)

Conceptos clave

- Un amortiguador es una solución que mantiene un pH relativamente constante cuando se añaden iones H^+ o iones OH^-.
- Los antiácidos son bases que reaccionan con el ácido del estómago.
- Una titulación ácido-base utiliza una reacción ácido-base para determinar la molaridad de un ácido o de una base de concentración desconocida.

Capítulo 15 Evaluación

Comprensión de conceptos

24. Describe qué significa que una reacción se complete.

25. ¿Cuáles son los tres tipos de reacciones ácido-base que siempre llegan a completarse? Proporciona un ejemplo de cada una por medio de una ecuación global.

26. Escribe y balancea la ecuación global de cada una de las siguientes reacciones. Identifica el tipo de reacción ácido-base representado por cada ecuación.

a) hidróxido de potasio (KOH) + ácido fosfórico (H_3PO_4)

b) ácido fórmico ($HCHO_2$) + hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)

c) hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$) + ácido sulfúrico (H_2SO_4)

27. Para cada una de las reacciones en la pregunta 26, escribe la ecuación iónica y la ecuación iónica neta.

28. ¿Cuáles son los iones espectadores en cada una de las reacciones de la pregunta 26? ¿La mezcla de reacción será ácida, básica o neutra? Explica tu respuesta.

29. Explica con palabras, no con ecuaciones, la utilidad y las diferencias entre las ecuaciones global, iónica y iónica neta.

30. Define qué es una solución amortiguadora.

31. Escribe las reacciones del sistema amortiguador que regula parcialmente el pH de la sangre y que se basa en el dióxido de carbono.

32. ¿Por qué es incorrecto definir a un amortiguador como una solución que mantiene un pH constante?

33. Si aumenta la concentración de H^+ en la sangre, ¿qué ocurre con las concentraciones de H_2CO_3, HCO_3^- y H^+?

34. ¿Qué función tienen los pulmones en la regulación del pH sanguíneo?

35. Escribe dos reacciones que expliquen por qué los lagos de regiones con piedra caliza pueden resistir la disminución del pH debida a la lluvia ácida.

36. Tomando como ejemplo un antiácido que contiene hidróxido de aluminio, escribe la ecuación global que muestre la forma en que este antiácido reduce la acidez del estómago.

37. Un estudiante encuentra que para titular 53.2 mL de una solución de NaOH 0.232*M* al punto final, se requirieron 25.0 mL de una disolución de ácido acético de concentración desconocida. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido acético?

38. Un estudiante neutraliza 30.0 mL de una muestra de hidróxido de sodio con 28.9 mL de HCl 0.150*M*. ¿Cuál es la molaridad del hidróxido de sodio?

39. ¿Qué diferencia existe entre el pH del punto final de una titulación ácido fuerte-base fuerte y el de una titulación ácido débil-base fuerte?

40. ¿Qué diferencia existe entre el pH del punto final de una titulación base fuerte-ácido fuerte y el de una titulación base débil-ácido fuerte?

41. Usa la **tabla 15.3** para determinar la molaridad de la solución de amoniaco.

Tabla 15.3 Volumen y molaridad

	NH_3	H_2SO_4
Volumen (mL)	50.0	36.3
Molaridad (*M*)		0.100

42. ¿Qué es la hiperventilación? ¿Cómo altera el pH de la sangre?

Aplicación de conceptos

43. Al igual que el amoniaco, la metilamina (CH_3NH_2) es una base débil. Cuando la metilamina reacciona completamente con ácido clorhídrico, la solución final tiene un pH menor a 7. ¿Por qué los productos de esta reacción de "neutralización" no son neutros? Utiliza la ecuación iónica neta para fundamentar tu explicación.

44. ¿Cuántos mililitros de HCl 0.200*M* se necesitan para reaccionar con 25 mL de metilamina (CH_3NH_2) 0.100*M*?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

45. ¿Por qué el hidróxido de magnesio y el hidróxido de aluminio son antiácidos eficaces, pero el hidróxido de sodio no lo es?

46. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.100*M* se necesitan para neutralizar 25 mL de HCl 0.150*M*?

47. Completa y balancea las siguientes ecuaciones globales:
- **a)** $KOH(ac) + HNO_3(ac)$
- **b)** $Ba(OH)_2(ac) + HCl(ac)$
- **c)** $NaOH(ac) + H_3PO_4(ac)$
- **d)** $Ca(OH)_2(ac) + H_3PO_4(ac)$

48. Los iones dihidrógeno fosfato ($H_2PO_4^-$) y monohidrógeno fosfato (HPO_4^-) tienen un papel importante para mantener el pH del fluido intracelular. Escribe las ecuaciones que muestren cómo mantienen el pH estos iones.

49. La concentración de H_2CO_3 en la sangre es 1/20 de la concentración de HCO_3^-, y es así como este amortiguador puede amortiguar el pH contra las bases y los ácidos. Explica este fenómeno.

50. Con frecuencia se añade ácido tartárico a las bebidas artificiales de fruta para aumentar su acidez. Una muestra de una cierta bebida contiene 1.00 g de ácido tartárico ($H_2C_4H_4O_6$). La bebida se titula con NaOH 0.100*M*. Suponiendo que el ácido tartárico es el único ácido presente, ¿cuántos mililitros de base se requieren para neutralizarlo?

51. ¿Cuántos gramos de ácido tartárico ($H_2C_4H_4O_6$) se deben añadir a 150 mL de NaOH 0.245*M* para reaccionar completamente?

Química y sociedad

52. ¿Qué función de la sangre es la más importante que se debe considerar en el desarrollo de la sangre artificial?

Conexión con las ciencias de la Tierra

53. ¿Qué ácido es más factible que provoque acidez del agua de los mantos freáticos? ¿Cómo es que el agua de los mantos freáticos se vuelve ácida?

Química cotidiana

54. ¿Cómo se relaciona la concentración de CO_2 en la sangre con el hipo?

Cómo funciona

55. Explica en qué forma se relacionan las moléculas y los iones con el sabor.

Cómo funciona

56. ¿Un indicador puede dar una medición exacta del pH? Explica tu respuesta.

Razonamiento crítico

Observa e infiere

57. Una muestra de agua de lluvia enrojece el papel tornasol azul. Cantidades recién tomadas de agua de lluvia tornan amarillo el indicador azul de timol, verde al indicador azul de bromofenol y rojo al indicador rojo de metilo. ¿Qué pH aproximado tiene la muestra de agua de lluvia?

Interpreta los datos

58. Cuando el ácido fórmico ($HCHO_2$) reacciona por completo con NaOH, la mezcla resultante tiene un pH mayor de 7. ¿Por qué los productos de esta reacción de neutralización no son neutros? Utiliza la ecuación iónica neta para sustentar tu explicación.

Aplicación de conceptos

59. Escribe una ecuación global de la reacción ácido-base que se requiera para formar cada una de las siguientes sales.
- **a)** NaCl
- **b)** $CaSO_4$
- **c)** $MgCl_2$
- **d)** $(NH_4)_2SO_4$
- **e)** KBr

Observa e infiere

60. QuimiLab Explica por qué razón el vinagre de distintas botellas, pero de la misma marca, puede tener diferentes valores de pH.

Realiza predicciones

61. MiniLab 1 Una solución de bromuro de hierro(III) ($FeBr_3$), ¿es ácida, básica o neutra?

Relación de causa y efecto

62. MiniLab 2 Explica por qué la fenolftaleína y el anaranjado de metilo se utilizan como indicadores en el MiniLab 2.

Capítulo 15 Evaluación

Revisión acumulativa

63. Proporciona el nombre del compuesto representado por la fórmula $Mn(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ y determina cuántos átomos de cada elemento están presentes en tres unidades fórmula de compuesto. (*Capítulo 5*)

64. El ácido tereftálico es un compuesto orgánico utilizado para formar poliésteres. Contiene 57.8 por ciento de C, 3.64 por ciento de H y 38.5 por ciento de O. La masa molar aproximada es de 166 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de este ácido? (*Capítulo 12*)

65. Escribe las ecuaciones de la disociación en agua de los siguientes compuestos iónicos. (*Capítulo 13*)

a) $CuSO_4$

b) $Ca(NO_3)_2$

c) Na_2CO_3

66. ¿Qué es un ácido monoprótico? ¿Un ácido triprótico? Da un ejemplo de cada uno de ellos. (*Capítulo 14*)

Prueba de habilidades

67. Tabla de datos Las soluciones de cinco ácidos monopróticos diferentes tienen la misma concentración, 0.100*M*. El pH de cada solución se muestra en la **tabla 15.4**. Copia la tabla que aparece abajo. Ordena los ácidos en la tabla de abajo, desde el más débil hasta el más fuerte. Para cada solución utiliza la tabla de indicadores de la **figura 14.24** para predecir el color que tendría cada una de ellas con el indicador dado.

Tabla 15.4 pH de la solución

Solución	pH
A	5.45
B	1.00
C	3.45
D	4.50
E	2.36

ESCRIBIENDO Química

68. Escribe un resumen acerca del efecto de la lluvia ácida sobre un aspecto específico del ambiente local, por ejemplo, un lago o un bosque. Elabora una breve reseña histórica del problema e indica cuándo fue que los residentes de la localidad se percataron por primera vez que había un problema. ¿Cuáles son, si es que existen, las medidas correctivas que se han tomado para dar solución al problema? ¿El daño ambiental es reversible?

Resolución de problemas

69. Una muestra de 165 mg de una tableta de un antiácido de carbonato de calcio se disolvió totalmente en 50.0 mL de HCl 0.100*M*. Una vez que la reacción se completó, el exceso de HCl se tituló con 15.8 mL de NaOH 0.150*M*. Elabora un diagrama esquemático de flujo que muestre las etapas del análisis.

Tabla de datos

Solución del ácido más débil al más fuerte	pH	Color con azul de bromofenol	Color con rojo de metilo	Color con azul de timol

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál es la configuración electrónica del xenón?
- **a)** 2, 8, 18, 18, 7, 1
- **b)** 2, 8, 18, 32, 18, 7, 1
- **c)** 2, 8, 18, 18, 8
- **d)** 2, 8, 18, 32, 18, 8

2. Una mezcla heterogénea
- **a)** no puede ser separada mediante medios físicos.
- **b)** está dividida en distintas áreas con composición diferente.
- **c)** también se le conoce como solución.
- **d)** tiene la misma composición a lo largo de toda la mezcla.

3. El calor de vaporización y el calor de fusión son mediciones de
- **a)** temperatura.
- **b)** masa.
- **c)** energía.
- **d)** volumen.

4. ¿Cuál de las siguientes condiciones no es TPE?
- **a)** 0.00°C
- **b)** 760 mm Hg
- **c)** 273 K
- **d)** 22.4 L

5. El óxido de mercurio(II) es un compuesto de color rojo que a altas temperaturas se descompone para formar mercurio metálico y oxígeno gaseoso:

$$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$$

Si 3.55 moles de HgO se descomponen para formar 1.54 moles de O_2 y 618 g de Hg, ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción, expresado como porcentaje?
- **a)** 13.2%
- **b)** 42.5%
- **c)** 56.6%
- **d)** 86.8%

6. Las moléculas de agua forman gotas debido a
- **a)** tensión superficial.
- **b)** capilaridad.
- **c)** evaporación.
- **d)** sublimación.

7. Los ácidos se definen como sustancias que
- **a)** producen iones hidronio en agua.
- **b)** tienen hidrógeno en sus moléculas.
- **c)** producen iones hidróxido en agua.
- **d)** neutralizan a las soluciones amortiguadoras.

Usa la tabla de abajo para responder la pregunta 8.

Constantes de ionización de ácidos débiles

Ácido débil	Constante de ionización
Ácido fluorhídrico	6.3×10^{-4}
Ácido metanoico	1.8×10^{-4}
Ácido etanoico	1.8×10^{-5}
Ácido hipocloroso	4.0×10^{-8}

8. La constante de ionización de un ácido débil es un cálculo del número de moléculas ionizadas (productos) en una solución acuosa diluida, dividida por el número de moléculas no ionizadas (reactivos) en la solución. ¿Qué ácido es el más débil?
- **a)** ácido fluorhídrico.
- **b)** ácido metanoico.
- **c)** ácido etanoico.
- **d)** ácido hipocloroso.

9. ¿Cuántos mililitros de HCl 0.225*M* se requerirían para titular 6.00 g de KOH?
- **a)** 0.0561 mL
- **b)** .0475 L
- **c)** 1.50 mL
- **d)** 475 mL

¿NECESITAS AYUDA?									
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Revisa la sección . . .	7.2	1.1	10.2	11.2	12.2	13.1	14.1	15.1	15.2

CAPÍTULO 16

Reacciones de oxidación-reducción

booksmedicos.org

GRAN Idea **Las reacciones de oxidación-reducción involucran una transferencia de electrones.**

16.1 La naturaleza de las reacciones de oxidación-reducción

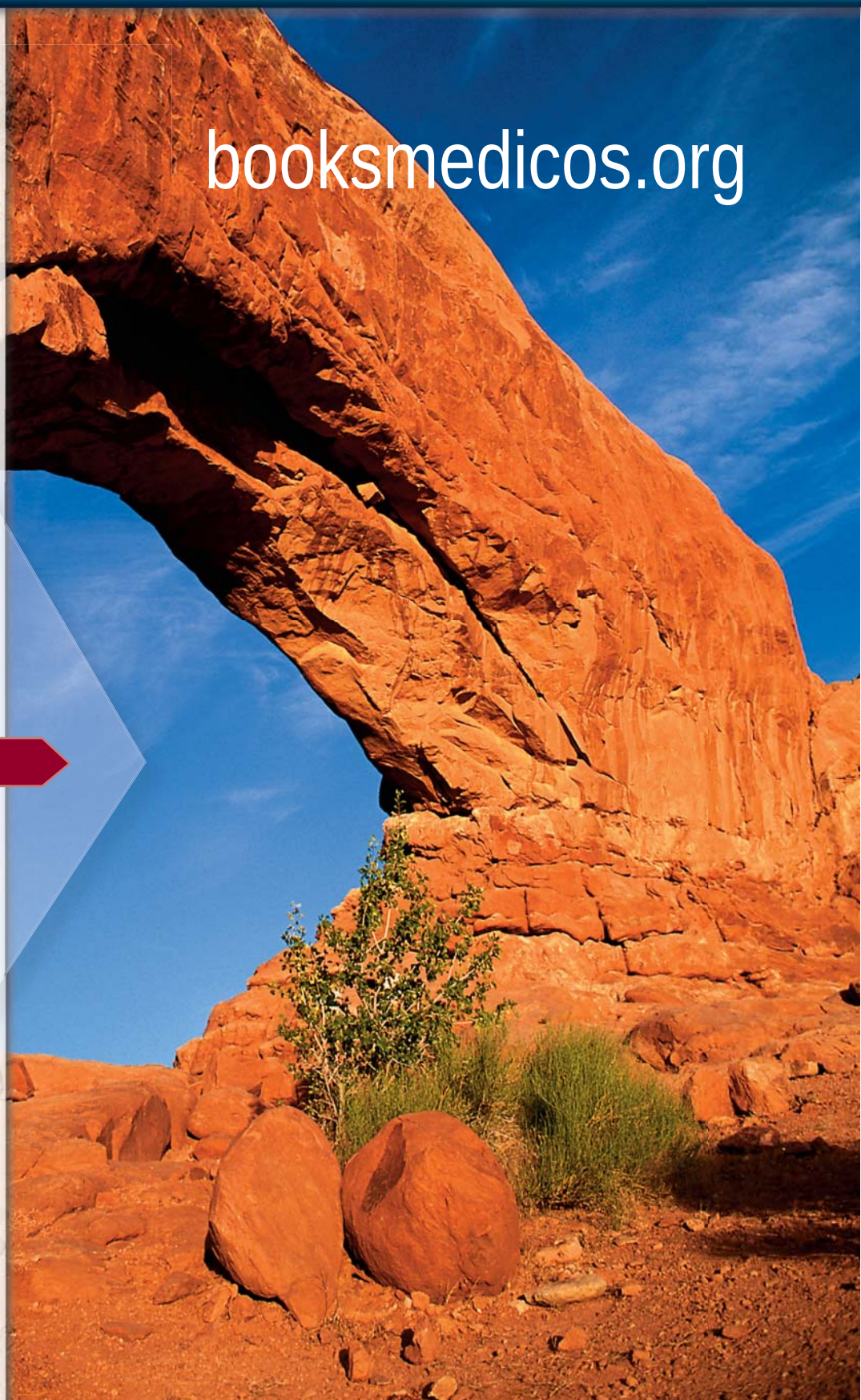
Idea PRINCIPAL La oxidación y la reducción son procesos complementarios: cuando un átomo se oxida, otro átomo se reduce.

16.2 Aplicaciones de las reacciones de oxidación-reducción

Idea PRINCIPAL Las reacciones de oxidación y reducción son reacciones que ocurren muy comúnmente en la naturaleza y en la industria.

Hechos químicos

- Los colores de estas "rocas rojas" se deben al mineral hematita, Fe_2O_3, que se forma cuando se oxidan minerales ricos en hierro.
- Cuando ocurre una oxidación, un átomo pierde electrones. Durante la formación de la hematita, el hierro cambia de Fe^{2+} a Fe^{3+}.
- El proceso opuesto a la oxidación es la reducción, que ocurre cuando un átomo o un ion ganan electrones. Las "rocas rojas" pierden sus distintas coloraciones cuando la presencia de agua ocasiona que el hierro se reduzca a Fe^{2+}.



INTRO Lab

Observa una reacción redox

La herrumbre que puedes ver en objetos como carros y puentes, es el resultado de una reacción entre hierro y oxígeno. ¿Es posible que los clavos de hierro reaccionen con otras sustancias además de oxígeno?

Materiales

- clavo de hierro
- lima de metal o papel de lija
- probeta
- tubo de ensayo
- sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) 1*M*

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Utiliza una lima de metal para pulir la punta de un clavo de hierro.
3. Añade alrededor de 3 mL de $CuSO_4$ 1.0*M* al tubo de ensayo. Introduce la punta del clavo de hierro en la solución de $CuSO_4$. Deja la punta del clavo en la solución por unos 10 minutos y observa. Anota tus observaciones.

Análisis

1. **Describe** ¿Qué pasa con el color de la solución de sulfato de cobre(II)? ¿Qué sustancia se encuentra sobre el clavo?
2. **Resume** Escribe la ecuación química balanceada que explique la reacción que observaste.

Indaga ¿El cambio que ocurrió en el clavo es físico o químico? ¿Cómo podrías constatarlo?

Química en línea

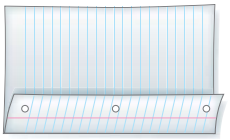
Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts In Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar el Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Prueba del poder oxidante del blanqueador***

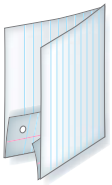
FOLDABLES® Organizador de estudio

Reacciones de oxidación-reducción Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para ayudarte a organizar la información sobre las reacciones de oxidación-reducción.

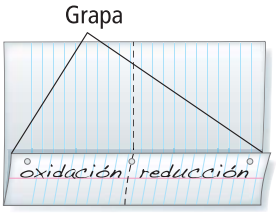
PASO 1 Coloca una hoja de papel de forma horizontal y dobla hacia arriba alrededor de 5 cm del borde inferior.



PASO 2 Dobla la hoja a la mitad.



PASO 3 Abre el papel y engrapa la pestaña que queda en el borde inferior para hacer dos compartimentos. Escribe en cada uno de ellos lo que se muestra en la figura.



FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 16.1 y 16.2.** Conforme leas sobre las reacciones de oxidación-reducción, organiza y resume la información en tarjetas y guárdalas en los compartimientos.

Sección 16.1

Objetivos

- **Analizar** las características de una reacción de oxidación-reducción.
- **Distinguir** entre las reacciones de oxidación y las reacciones de reducción por su definición.
- **Identificar** las sustancias que se oxidan y las que se reducen en una reacción redox.
- **Distinguir** los agentes oxidantes y reductores de las reacciones redox.

Revisión de vocabulario

amortiguador: solución que resiste cambios de pH cuando se le añaden cantidades moderadas de ácidos o bases

Vocabulario nuevo

reacción de oxidación-reducción
oxidación
reducción
agente oxidante
agente reductor

La naturaleza de las reacciones de oxidación-reducción

Idea PRINCIPAL **La oxidación y la reducción son procesos complementarios: cuando que un átomo se oxida, otro átomo se reduce.**

Vínculo con el mundo real Lograr que un carro se mantenga sin herrumbre puede ser un gran reto, especialmente en las regiones en donde durante el invierno se esparce una gran cantidad de sal en las carreteras y en las regiones que están cerca del océano. ¿Por qué se oxidan los metales? ¿Cómo se puede evitar que se forme herrumbre? Las reacciones de oxidación-reducción son la clave para contestar estas preguntas.

¿Qué es oxidación-reducción?

El oxígeno es el elemento más abundante en la corteza terrestre. Es muy reactivo y puede combinarse con casi todos los demás elementos. Un elemento que se une con el oxígeno para formar un compuesto nuevo, llamado óxido, por lo general pierde electrones porque el oxígeno es más electronegativo.

Recuerda, del capítulo 9, que un elemento electronegativo tiene una atracción fuerte por los electrones. Debido a esta fuerte atracción, el oxígeno puede aceptar electrones de otros átomos. Las reacciones en las que los elementos se combinan con el oxígeno para formar óxidos fueron las primeras que estudiaron los químicos de la antigüedad, que las agruparon y las llamaron reacciones de oxidación.

Más tarde, observaron que algunos otros elementos no metálicos podían combinarse con determinadas sustancias de la misma forma que el oxígeno, y que esas reacciones eran semejantes a las reacciones de oxidación. Los químicos modernos usan el término oxidación para referirse a cualquier reacción química en la que un elemento o un compuesto cede electrones a otra sustancia.

Una reacción de oxidación muy común es la que sucede cuando el hierro metálico cede electrones al oxígeno. Cada año, en Estados Unidos, la corrosión de los metales, en particular la del hierro del acero, tiene un costo de miles de millones de dólares por el lento pero continuo deterioro de automóviles, barcos, puentes y otras estructuras. En la **figura 16.1** se muestran algunos de estos daños y cómo pueden prevenirse.

■ **Figura 16.1** Una manera en que se puede proteger una estructura de acero de la oxidación es pintándola. La capa de pintura evita que el aire y la humedad entren en contacto con el acero y contribuyan a la corrosión, pero la pintura se deteriora con el tiempo. Por tanto, los objetos como este puente deben ser pintados de nuevo con frecuencia.

■ **Figura 16.2** Las dos cubetas de la foto están hechas de acero. La cubeta de la izquierda está galvanizada, es decir, que está protegida de la oxidación gracias a que la cubre una capa de un metal más activo, como el zinc. El zinc cede sus electrones al oxígeno con mayor rapidez que el hierro, por lo cual se oxida y forma una dura capa protectora de óxido de zinc. La cubierta de zinc y óxido de zinc impide la formación de herrumbre y evita que el oxígeno entre en contacto con el hierro del acero.

Redox Otra forma de evitar la formación de herrumbre es mediante la galvanización del acero. En la **figura 16.2** se compara una cubeta hecha de acero galvanizado con otra de acero que no está galvanizado. ¿Qué le sucede al zinc (Zn) en el acero galvanizado? Reacciona con el oxígeno para formar óxido de zinc (ZnO), según la reacción siguiente.

$$2Zn(s) + O_2(g) \longrightarrow 2ZnO(s)$$

En el capítulo 6 aprendiste que esta reacción se clasifica como una reacción de síntesis. La formación de óxido de zinc cae en otra amplia clase de reacciones que se caracterizan por la transferencia de electrones desde un átomo o un ion hacia otro. Una reacción química en la que se transfieren electrones de un átomo o un ion hacia otro se llama **reacción de oxidación-reducción**, comúnmente conocida como reacción redox.

Muchas reacciones químicas importantes son reacciones redox. La formación de herrumbre es un ejemplo; otro, es la combustión de los combustibles. En cada reacción redox, un elemento pierde electrones y otro elemento los gana. Sin embargo, recuerda que en una reacción redox no necesariamente debe intervenir el oxígeno. Por ejemplo, la reacción entre hierro y cloro para formar cloruro de hierro(III) es una reacción redox, aunque en ella no participe el oxígeno.

Siguiendo a los electrones Si analizas la ecuación de la reacción entre el zinc y el oxígeno con más cuidado, puedes ver qué átomos ganan electrones y cuáles los pierden. También puedes determinar dónde quedan los electrones durante una reacción redox al comparar el número de oxidación de cada tipo de átomo o ion antes y después de que se efectúe la reacción.

Recuerda, del capítulo 5, que el número de oxidación de un ion es igual a su carga. Todos los elementos cuando están en su forma libre, sin combinarse con nada o como moléculas diatómicas, presentan carga de cero y se les asigna un número de oxidación de cero. En la formación del óxido de zinc, el átomo de zinc y la molécula diatómica de oxígeno con la que reacciona, tienen un número de oxidación de cero. En el compuesto iónico que se forma, cada ion óxido tiene carga 2 —y un número de oxidación de 2—. Como el compuesto debe ser neutro, la carga positiva total debe ser 4+; por tanto, cada ion zinc debe tener una carga y un número de oxidación de 2+.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Reducción
proviene del latín *re*, que significa *atrás*, y *ducere*, que significa *perder*.

Química en línea
Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre oxidación-reducción, visita glencoe.com.

Oxidación En una reacción, el paso en el que un elemento pierde electrones, se llama reacción de oxidación. La **oxidación** es la pérdida de electrones en los átomos o iones de una sustancia. El elemento que pierde electrones se oxida y se vuelve más positivo; es decir, que su número de oxidación aumenta. El zinc se oxida durante la formación del óxido de zinc porque cada átomo de zinc metálico pierde dos electrones. La reacción de oxidación se puede escribir sola para mostrar cómo cambia el zinc durante la reacción redox. Esto es lo que le sucede a cada átomo de zinc.

$$Zn : \rightarrow [Zn]^{2+} + 2e^{-} \quad \text{(pérdida de electrones)}$$

Reducción ¿Qué ocurre con los electrones que pierde el átomo de zinc? Los electrones no se quedan aislados y moviéndose alrededor, sino que se deben transferir a otro átomo o ion. Ésta es la razón por la que las reacciones de oxidación no ocurren solas. Siempre van acompañadas con las de reducción. Una reacción de **reducción** es aquella en la que un elemento gana uno o más electrones. Se dice que el elemento que gana los electrones y adquiere mayor carga negativa durante la reacción, se reduce; es decir, su número de oxidación disminuye o se reduce. Como las reacciones de oxidación y de reducción ocurren juntas, cada una de ellas se llama semirreacción.

En cada reacción redox, por lo menos un elemento se reduce mientras otro se oxida. De la misma forma que un buen pase de futbol americano requiere que un jugador lance la pelota y otro la reciba, una reacción redox debe tener un elemento que ceda electrones y otro que los acepte. La estructura electrónica de ambos reactivos cambia durante una reacción redox.

En la **figura 16.3** se muestra el movimiento de los electrones en la formación de óxido de zinc. El oxígeno acepta los electrones que pierde el zinc y se reduce durante la reacción entre el zinc y el oxígeno, porque cada átomo de oxígeno gana dos electrones. Lo mismo que la reacción de oxidación, la reacción de reducción puede escribirse sola, tal como se muestra a continuación.

$$\cdot\ddot{O}: + 2e^{-} \rightarrow :\ddot{O}:^{2-} \quad \text{(ganancia de electrones)}$$

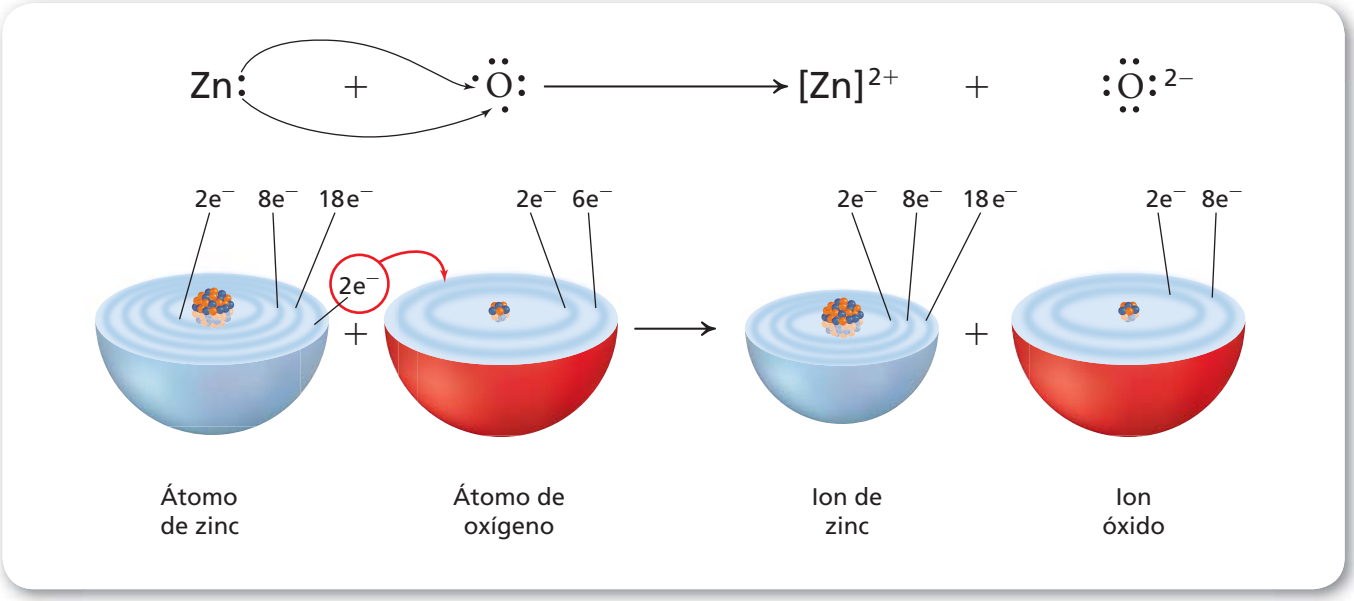


Figura 16.3 En la formación del óxido de zinc, el átomo de zinc pierde dos electrones durante la reacción y se convierte en un ion zinc. El átomo de oxígeno gana los dos electrones del zinc y se convierte en un ion óxido.

Aplica *¿Cómo cambian los números de oxidación del zinc y del oxígeno durante esta reacción?*

MiniLab 16.1

Corrosión del hierro

¿Qué factores afectan la corrosión de un clavo? Por lo general, el término *corrosión* se emplea para describir la oxidación de un metal durante su interacción con el ambiente. En este MiniLab estudiarás la corrosión de un clavo y determinarás los factores que afectan este proceso.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Disuelve en 200 mL de **agua caliente** un **paquete de gelatina transparente, sin sabor**. Mézclala, agitando, con 2 mL de una **solución de fenolftaleína** y con 2 mL de una **solución de hexacianoferato(III) de potasio**. Coloca la solución que preparaste en un **recipiente de boca ancha** o en una **caja de Petri** que tenga una profundidad aproximada de 1 cm.
3. En la gelatina líquida coloca un **clavo de hierro**, un **clavo de aluminio**, un **clavo de hierro galvanizado** y un **clavo de hierro pintado**. Separa bien los clavos.
4. Deja pasar varias horas o toda la noche para que la gelatina cuaje.
5. Anota tus observaciones con respecto a las interacciones de los clavos con las sustancias de la gelatina.

Análisis

1. **Identifica** ¿Cuál de los clavos reaccionó con las sustancias de la gelatina? ¿Cuál es la evidencia de la corrosión?
2. **Explica** Una coloración azul en la gelatina se debe a una pérdida de electrones y a la formación de iones de hierro(II). Una coloración rosa o roja en la gelatina, se debe a la ganancia de electrones por el oxígeno y por las moléculas de agua. ¿Cuál de estas reacciones es de oxidación y en qué parte del clavo sucede?
3. **Aplica** ¿Alguno de los clavos no sufrió corrosión en la solución?¿Cuáles métodos se usan comúnmente para evitar o minimizar la corrosión?

Combinación de las semirreacciones La ecuación de la semirreacción de reducción muestra un átomo de oxígeno reaccionando. Sin embargo, el oxígeno no se encuentra en la naturaleza como átomos sencillos; dos átomos se combinan para formar una molécula diatómica (O_2). La ecuación de reducción debe multiplicarse por 2 para reflejarlo. Así, la ecuación balanceada de la reacción de reducción se escribe como sigue.

$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2:\ddot{O}:^{2-}$$

Observa que la molécula de oxígeno gana cuatro electrones. En la reacción deben tomar parte dos átomos de zinc para producir esos cuatro electrones. Por tanto, la ecuación balanceada para la reacción de oxidación se debe escribir como sigue.

$$2Zn : \rightarrow 2[Zn]^{2+} + 4e^-$$

Ahora se puede escribir la ecuación total balanceada de la reacción, como se muestra en la **figura 16.4**.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de una reacción redox, visita glencoe.com

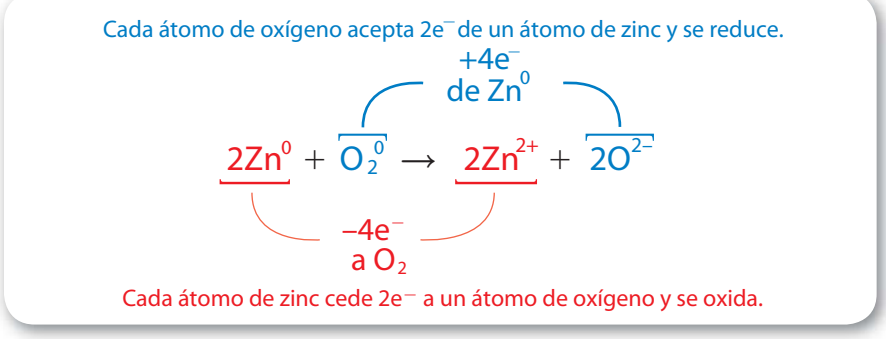


Figura 16.4 Dos átomos de zinc se combinan con una molécula de oxígeno diatómico para formar dos unidades fórmula de óxido de zinc.

Explica *por qué la ecuación está balanceada en lo que respecta a los electrones.*

La ecuación que se muestra en la **figura 16.4** es la misma que la ecuación de la formación del óxido de zinc que viste al principio del estudio de las reacciones redox. Ahora sabes que representa la reacción neta de oxidación-reducción y es la suma de una semirreacción de oxidación y una semirreacción de reducción. Hay truco de memoria que te puede ayudar a recordar la diferencia entre oxidación y reducción: la frase **LEO GER** (**LEO**, el león, ruge diciendo **GER**), que en inglés significa **L**oss of **E**lectrons is **O**xidation (**LEO**, la pérdida de electrones es oxidación), **G**ain of **E**lectrons is **R**eduction (**GER**, la ganancia de electrones es reducción).

Origen de la palabra reducción Si un elemento gana electrones, ¿por qué se dice que es una reacción de reducción? Los electrones tienen carga negativa. Por tanto, un átomo que gana electrones sufre una reducción en su carga o número de oxidación. Aunque esta explicación resulta lógica e intuitiva, hay otra razón más antigua e histórica por la cual se utiliza el término *reducción*.

El término fue usado por primera vez para designar a los procesos de los hornos en donde se aíslan los metales de sus minerales a elevada temperatura, tal como el de la **figura 16.5**. Por lo general, los metales se encuentran como minerales, lo que quiere decir que están combinados con otros elementos. Para separar al metal de los otros elementos, se utilizan hornos a altas temperaturas, en un proceso llamado fundición. Durante este proceso para refinar los metales a un estado más puro, se elimina el oxígeno que está combinado con el metal. Es decir, que el mineral se reduce hasta el metal libre. Los iones metálicos con carga positiva que forman parte de los minerales, se reducen a su estado elemental, mientras que el oxígeno y otros elementos con cargas negativas, se oxidan. Este proceso de refinamiento trae como consecuencia una reducción en la cantidad del material sólido y una disminución bastante grande de volumen.

Identificación de una reacción redox

La oxidación del zinc es una reacción redox en la que el oxígeno es un reactivo. Has aprendido que otros elementos diferentes al oxígeno pueden aceptar electrones y reducirse durante las reacciones redox.

Un horno de piedra que alguna vez fue usado para fundir hierro

Fundición de hierro en un alto horno industrial moderno

■ **Figura 16.5** Probablemente, la fundición de cobre empezó hace alrededor de 7 000 años. La fundición de hierro en hornos tiene, aproximadamente, 3 000 años.

Figura 16.6 El resultado de esta reacción redox entre zinc y una solución de sulfato de cobre(II) es la deposición de una capa sólida de cobre metálico sobre la barra de zinc metálico.

Ya estás familiarizado con la reacción explosiva en la que el sodio y el cloro se combinan para formar sal de mesa.

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

¿Se transfieren electrones durante esta reacción? Sí, porque cada átomo de sodio pierde un electrón para convertirse en un ion sodio con una carga de 1+. El número de oxidación del sodio aumenta desde 0 hasta 1+. Cada átomo de cloro gana un electrón para formar un ion cloruro. El número de oxidación del cloro disminuye desde 0 hasta –1. Por tanto, éste es otro ejemplo de una reacción redox.

$$2Na^0 + Cl_2^0 \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$$

(con $2e^-$ que va de Na^0 a Cl_2^0)

Agentes oxidantes y reductores Otra reacción redox en la que no participa el oxígeno es la que se lleva a cabo cuando se coloca un trozo de zinc metálico en una solución de sulfato de cobre(II), tal como se muestra en la **figura 16.6**. Las ecuaciones de esta reacción se muestran en la **figura 16.7**. Se puede seguir con facilidad el desarrollo de esta reacción porque se produce un cambio fácilmente observable. Una solución azul de sulfato de cobre(II) se vuelve incolora en forma gradual si se introduce en ella una barra de zinc metálico. El zinc cede electrones, oxidándose hasta iones zinc. Los iones Zn^{2+} incoloros que se forman quedan disueltos. Los iones Cu^{2+} toman los electrones del zinc y se reducen hasta átomos de cobre metálico, que se depositan en la barra. Como se muestra en la **figura 16.6**, de inmediato se empieza a formar cobre metálico sobre el trozo de zinc.

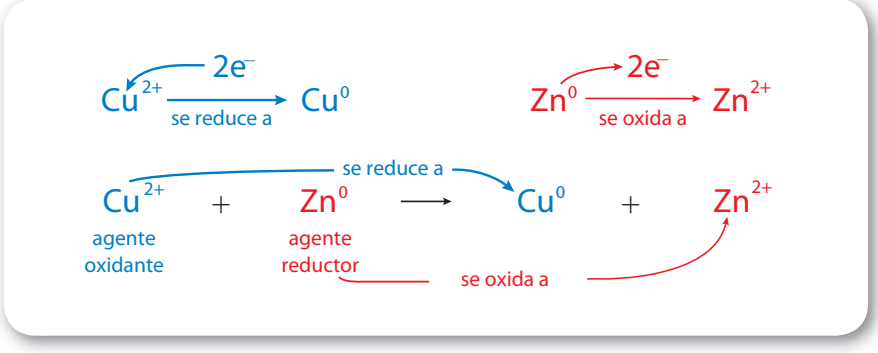


Figura 16.7 Toda reacción de oxidación-reducción tiene, como reactivos, un agente oxidante y un agente reductor. El agente oxidante gana electrones y el agente reductor, a su vez, pierde electrones.

QUIMILAB

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Contexto

Los átomos y los iones de cobre intervienen en reacciones perdiendo o ganando electrones, lo que representa oxidación y reducción, respectivamente. Si los átomos de cobre pierden electrones para formar iones positivos, el cobre se oxida. Otros átomos o iones deben ganar los electrones que pierden los átomos de co bre. Estos átomos o iones se reducen cuando aceptan los electrones y, por tanto, adquieren un número de oxidación más bajo. En este QuimiLab observarás dos reacciones en las que ocurren la oxidación o la reducción del cobre.

Pregunta

¿Cuáles son algunas reacciones típicas que se deben a la oxidación o la reducción del cobre?

Objectivos

- **Observar** reacciones que se deben a la oxidación o la reducción del cobre.
- **Clasificar** los reactivos como sustancia que se oxida, agente reductor, sustancia que se reduce y agente oxidante.

Preparación

Materiales

óxido de cobre(II)
carbón en polvo
papel satinado para pesar
balanza
tubos de ensayo largos, de vidrio a prueba de calentamiento (2)
tapón de hule mono-horadado con un tubo de vidrio doblado como se muestra
vasos de precipitados de 150 mL (2)
probeta graduada, pequeña
varilla de vidrio para agitar
mechero de Bunsen
arillo metálico
pinzas para tubo de ensayo
guante térmico
agua de cal (solución de hidróxido de calcio)

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Debes tener cuidado cuando manipules objetos calientes y cuando trabajes cerca de la flama. No respires los vapores que se produzcan durante la demostración del profesor, en el paso 2.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. **Demostración del profesor** Tu profesor realizará esta reacción de demostración en una campana extractora o al aire libre. **PRECAUCIÓN:** ***No realices tú este procedimiento***. Se coloca una lámina de cobre de 1 cm^2 en una cápsula de porcelana. Se agregan, primero, 5 mL de agua y luego 5 mL de ácido nítrico (HNO_3) concentrado. Observa el color del gas que se libera y el de la solución que resulta. Registra tus observaciones en una tabla semejante a la que se muestra en Datos y observaciones.

3. Sobre un trozo de papel satinado para pesar, mezcla bien aproximadamente 1 g de óxido de cobre(II) con el doble de su volumen de carbón en polvo. Coloca la mezcla en un tubo de ensayo limpio que sea de vidrio a prueba de calentamiento. Agrega aproximadamente 10 mL de agua de cal en el segundo tubo de ensayo y colócalo en un vaso de precipitados de 150 mL. Monta el aparato que se muestra a continuación, con el tubo de ensayo que contiene el óxido de cobre, ligeramente inclinado hacia abajo, de forma que el tubo de vidrio de salida se introduzca en el agua de cal.

4. Calienta la mezcla del tubo de ensayo, primero un poco y después, fuertemente. Tan pronto como observes un cambio en el agua de cal quita con cuidado, del tubo de ensayo de la reacción, el tapón con el tubo de salida. **PRECAUCIÓN:** ***No detengas el calentamiento mientras el tubo de salida esté en el agua de cal.*** Registra tus observaciones del agua de cal en tu tabla.
5. Continúa calentando el tubo de ensayo hasta que aparezca un resplandor en la mezcla de reacción. Apaga el mechero.
6. Una vez que el tubo de ensayo se haya enfriado a temperatura ambiente, vacía su contenido en un vaso de precipitados que tenga agua hasta la mitad de su capacidad. En un lavabo, agita lentamente la mezcla, mientras dejas correr agua en el vaso de precipitados hasta que se haya lavado todo el carbón que no reaccionó. Observa el producto que permanece en el vaso de precipitados y anota tus observaciones.

Datos y observaciones

Tabla de datos	Observaciones
Paso 2: gas	
Solución	
Paso 4: agua de cal	
Paso 6: producto	

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** ¿Qué evidencias de cambios químicos observaste en cada reacción?
2. **Interpreta los datos** En la primera reacción, una solución de color azul indica la presencia de iones Cu^{2+}, el gas café es NO_2 y el gas incoloro es NO. En la segunda reacción, si el agua de cal se enturbió y se volvió blanca es porque el dióxido de carbono gaseoso reaccionó con el hidróxido de calcio para formar carbonato de calcio, que es insoluble. Con esta información, analiza tus datos y observaciones. Determina cuáles reactivos (Cu y HNO_3 de la primera reacción, y CuO y C, de la segunda) se oxidaron y cuáles se redujeron en cada reacción.

Aplicación y evaluación

1. La masa del cobre que se produce en la segunda reacción es menor que la masa del óxido de cobre(II) que reaccionó. Con esto en mente, explica por qué la ganancia de electrones se conoce como reducción
2. ¿Qué masa de cobre se puede producir a partir de la reducción de 1.0 tonelada métrica de óxido de cobre(II)? *Sugerencia: determina la masa fórmula del óxido de cobre(II).*

CONTINÚA INDAGANDO

Las plantas de tratamiento de aguas usan reacciones redox con cloro, que reacciona con materiales orgánicos en el agua. En este tipo de reacciones, ¿qué se oxida y qué se reduce? ¿Cómo es que estas reacciones ayudan a hacer que el agua sea potable?

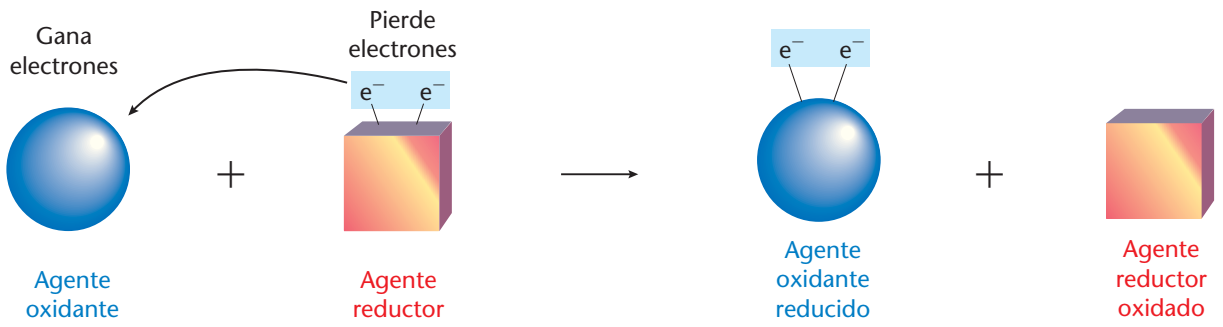


Figura 16.8 En una reacción redox, el elemento que se reduce oxida a otro elemento al atraer sus electrones, por lo que se llama agente oxidante. El elemento que se oxida reduce al primer elemento al cederle electrones, por lo que se llama agente reductor.

Agentes oxidantes ¿Cuál es la función de los iones cobre en la reacción redox? Cada ion cobre se reduce a cobre metálico, sin carga, cuando acepta electrones del zinc metálico. Como el ion cobre es el agente que oxida al zinc metálico hasta ion zinc, el Cu^{2+} se llama agente oxidante. Un **agente oxidante** es la sustancia que gana electrones en una reacción redox. El agente oxidante es el material que se reduce.

Agentes reductores Debido a que la oxidación y la reducción siempre van juntas, en una reacción redox debe estar presente un agente reductor. El zinc metálico es el agente que proporciona los electrones y reduce al ion cobre hasta cobre metálico, por lo cual, se dice que el zinc es el agente reductor. Un **agente reductor** es la sustancia que pierde electrones en una reacción redox. El agente reductor es el material que se oxida. En la **figura 16.8** se resume el papel que tienen los agentes oxidante y reductor en las reacciones redox.

Sección 16.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Ocurre una oxidación cuando un átomo o un ion pierde uno o más electrones.
- Ocurre una reducción cuando un átomo o ion gana uno o más electrones.
- Las reacciones de oxidación y de reducción siempre ocurren juntas en un proceso llamado reacción redox.
- Un agente oxidante gana electrones y se reduce durante una reacción redox.
- Un agente reductor pierde electrones y se oxida durante una reacción redox.

1. Idea PRINCIPAL **Nombra y explica** las dos semirreacciones que constituyen una reacción redox.
2. **Identifica** cuál reactivo se reduce y cuál se oxida en cada una de las siguientes reacciones.
   a) $2Al(s) + 3Cu^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Cu(s)$
   b) $2Cr^{3+}(ac) + 3Zn(s) \longrightarrow 2Cr(s) + 3Zn^{2+}(ac)$
   c) $2Au^{3+}(ac) + 3Cd(s) \longrightarrow 2Au(s) + 3Cd^{2+}(ac)$
3. **Identifica** ¿Cuál es el agente oxidante en la corrosión del hierro? ¿Cuál es el agente reductor?
4. **Aplica** La siguiente ecuación representa la reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua. Determina el número de oxidación de cada elemento. ¿Es una reacción redox? Explica tu respuesta.
   $$2KOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow K_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$
5. **Explica** Los compuestos que se oxidan fácilmente pueden actuar como antioxidantes para evitar que otros compuestos se oxiden. Las vitaminas C y E protegen las células vivas del daño que provoca la oxidación, ya que actúan como antioxidantes. ¿Por qué al agregar jugo de limón a la ensalada de frutas se evita que se oscurezca?

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 16.2

Objetivos

- **Analizar** los procesos redox comunes para identificar el agente oxidante y el agente reductor.
- **Identificar** algunas reacciones redox que tienen lugar en las células vivas.

Revisión de vocabulario

oxidación: reacción en la cual un elemento pierde electrones

Aplicaciones de las reacciones de oxidación-reducción

Idea PRINCIPAL Las reacciones de oxidación y de reducción son reacciones que ocurren muy comúnmente en la naturaleza y en la industria.

Vínculo con el mundo real Las reacciones redox ocurren a tu alrededor todos los días. Algunos ejemplos de reacciones redox cotidianas incluyen la combustión de la gasolina en el motor de un carro, la formación de herrumbre en la superficie del acero, la fotosíntesis en las plantas y la producción de energía en las baterías alcalinas.

Reacciones redox cotidianas

Cerca del cráter de los volcanes, donde se expulsan compuestos de azufre desde el fondo de la Tierra, se encuentran grandes depósitos de azufre sólido, amarillo. En la **figura 16.9** se muestra uno de esos depósitos. El azufre elemental actúa de ambas formas: como agente oxidante y como agente reductor en la reacción que forma los depósitos de azufre. ¿Puedes decir cuál función tiene cada compuesto de azufre en esta reacción?

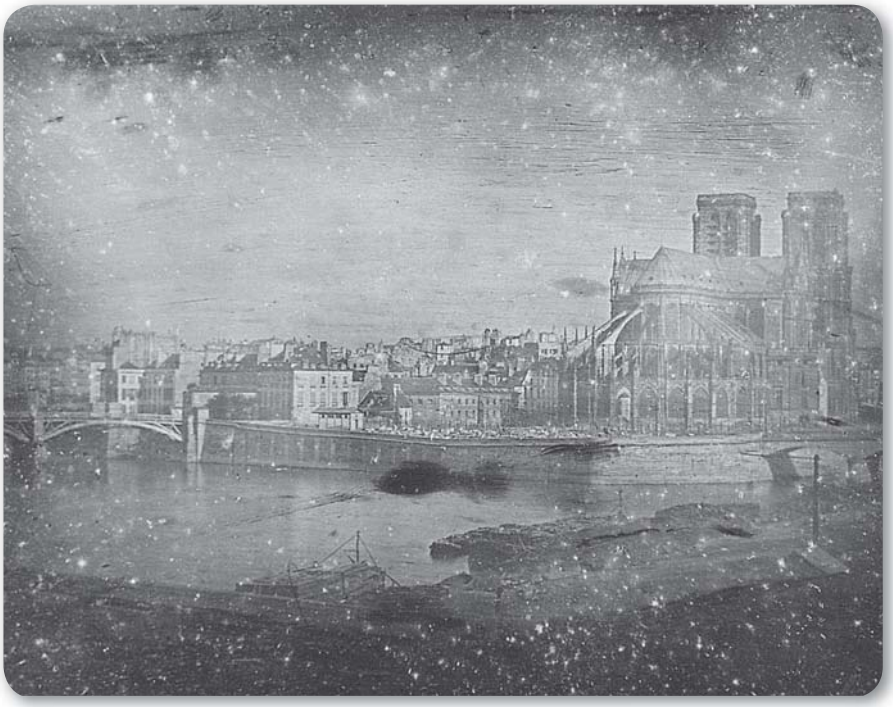
$$2H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 3S(s) + 2H_2(g) + O_2(g)$$

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Observa que en una reacción se puede oxidar o reducir más de un elemento. Tanto el azufre del sulfuro de hidrógeno (H_2S) como el oxígeno del dióxido de azufre (SO_2) se oxidan. El azufre del dióxido de azufre y el hidrógeno del sulfuro de hidrógeno se reducen. Cada reactivo actúa como agente reductor y como agente oxidante.

La comprensión de las reacciones redox que ocurren en la naturaleza, como la que se lleva a cabo en los volcanes en donde abunda el azufre, ha permitido a los químicos desarrollar muchos procesos que utilizan las reacciones de oxidación y de reducción. Sin ellas, no existirían las fotografías ni el acero y sería mucho más difícil eliminar las manchas de la ropa.

Figura 16.9 El brillante color amarillo de estos depósitos es característico del azufre elemental. El sulfuro de hidrógeno y el dióxido de azufre gaseosos se liberan de forma común durante la actividad volcánica. Además de formar depósitos como éste, pueden producir lluvia ácida y lagos alcalinos.



■ **Figura 16.10** En un daguerrotipo, una reacción redox entre la plata y los vapores de yodo producía una capa de yoduro de plata, que es sensible a la luz, sobre la superficie pulida de una placa fotográfica. La exposición a la luz provocaba la descomposición del yoduro de plata en plata metálica, que después era tratada con vapores de mercurio caliente. Esta imagen de París fue tomada personalmente por Daguerre.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Fotografía
proviene del griego *photos,* que significa *luz*, y *graphein,* que significa *escribir*.

Redox en la fotografía Leonardo da Vinci describió una cámara muy primitiva antes de 1519, en la cual alguien tenía que trazar las imágenes enfocadas por una placa de vidrio, que estaba dentro de una caja. Sin embargo, no fue sino hasta 1838 que el inventor francés L. J. M. Daguerre logró fijar las imágenes de una cámara en una placa de cobre cubierta con una capa de plata y hacer las primeras fotografías. En su honor, estas primeras fotografías, como la que se muestra en la **figura 16.10**, se llamaron daguerrotipos.

Los rollos fotográficos modernos se hacen con un soporte de plástico cubierto con una capa de gelatina que tiene embebidos millones de granos de bromuro de plata. Cuando la luz choca contra un grano, los iones plata y bromuro se convierten en sus formas elementales por medio de una reacción redox. La ecuación de esta reacción redox es la siguiente:

$$2Ag^+ + 2Br^- \rightarrow 2Ag + Br_2$$

La reacción empieza cuando se abre el obturador de una cámara. La luz de la escena que se va a fotografiar pasa a través de la lente de la cámara y del obturador y choca con el bromuro de plata que hay en el rollo, que es sensible a la luz. La energía luminosa hace que algunos iones bromuro cedan electrones, oxidándose hasta bromo elemental. Los electrones se transfieren a los iones plata, reduciéndolos hasta átomos de plata metálica. Ahora estos granos están activados.

Los reveladores químicos continúan la reacción redox. En las zonas en las que es más brillante la luz se activan más granos y, después del revelado, se convierten en zonas más oscuras. No se forman átomos de plata en las zonas del rollo en las que no llegó la luz, por lo que las mismas permanecen transparentes. Después se revela el rollo expuesto para obtener un negativo; durante ese proceso se eliminan, por lavado, el AgBr y el Br_2 remanentes. En la **figura 16.11** se describen el proceso de revelado y el de impresión.

FIGURA 16.11

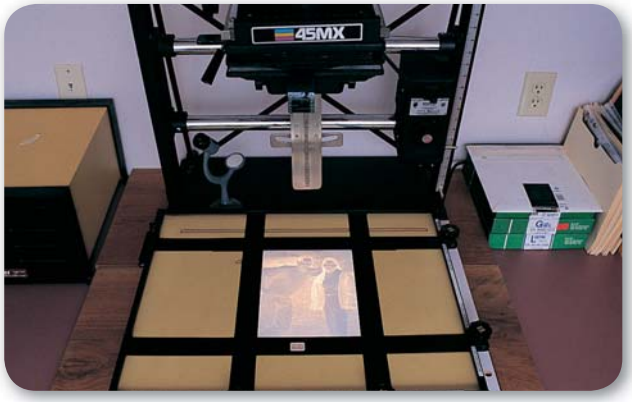
Revelado de fotografías

Para hacer los negativos de las fotografías mediante el revelado de un rollo expuesto deben seguirse varias etapas. El siguiente proceso describe cómo se trabaja una fotografía en blanco y negro. Para obtener fotos a colores, en las capas del rollo se combinan colorantes sensibles a la luz con bromuro de plata.

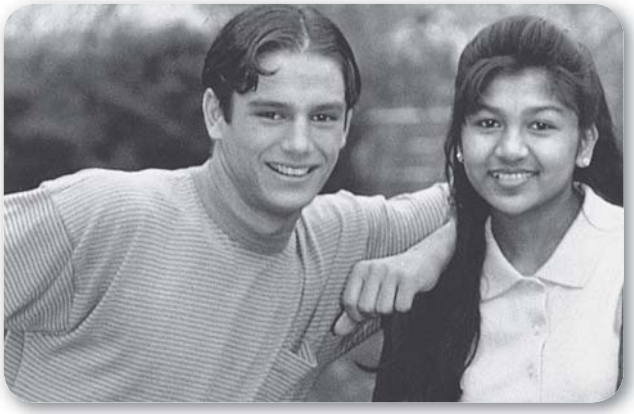
1. El rollo ya expuesto se transfiere a un recipiente en donde se revela, usando una solución de un agente reductor o revelador, generalmente, hidroquinona, un compuesto orgánico. El revelador reduce todos los iones plata hasta átomos de plata, en todos los granos de bromuro de plata que recibieron luz, pero no reacciona con los iones plata de los granos que no fueron expuestos a la luz. Como la plata metálica es oscura y el bromuro de plata es claro, se produce una imagen que tiene zonas claras y oscuras.

2. Después de que se ha revelado el rollo, se agrega una solución de un fijador, que contiene iones tiosulfato ($S_2O_3^{2-}$). Los iones tiosulfato reaccionan con los iones plata que no se redujeron (Ag^+) y forman un complejo soluble, $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$, que se elimina por lavado. Esto evita que se reduzcan los iones plata que aún no lo habían hecho, lo que con el tiempo, causaría el oscurecimiento gradual de la foto. La reacción es la siguiente.

$$AgBr(s) + 2S_2O_3^{2-}(ac) \longrightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-}(ac) + Br^-(ac)$$



3. Ya fijado el rollo, se lava para eliminar cualquier residuo del revelador o de la solución fijadora. El negativo fotográfico es el inverso de la imagen que se fotografió, es decir, las zonas claras de la escena son oscuras en el rollo y viceversa.



4. Cuando se pasa luz a través del negativo sobre papel fotográfico, sensible a la luz, se obtiene la impresión de la fotografía. La impresión es positiva, pues las zonas claras y oscuras son idénticas a las de la escena.

Propulsores sólidos para los cohetes

Si alguna vez has construido y lanzado un modelo a escala de un cohete, probablemente hayas observado que el motor está hecho con un material sólido, muy combustible, empacado en un tubo de cartón. Después de la ignición, la expansión y la expulsión de los gases producen la fuerza suficiente para impulsar el ligero cohete rápidamente por el aire. Los transbordadores espaciales usan una tecnología semejante, pero en una escala mucho mayor.

Sistema de motores Los transbordadores espaciales tienen dos sistemas de motores diferentes. Los tres motores principales unidos directamente al transbordador funcionan con hidrógeno líquido y oxígeno líquido, almacenados en un gran tanque desechable de combustible, que se localiza en la parte central. Dos propulsores pequeños, reutilizables, sujetos a ambos lados del tanque principal de combustible, están cargados con un combustible sólido, que produce una poderosa reacción de oxidación-reducción que ayuda a poner en órbita al cohete.

Combustible sólido El combustible sólido para cohetes es una mezcla que contiene 16 por ciento de aluminio en polvo, 69.8 por ciento de perclorato de amonio, 12 por ciento de un polímero aglutinante, 2 por ciento de un agente endurecedor epoxi y 0.2 de óxido de hierro en polvo como catalizador. Después de la ignición, el motor no puede apagarse. El perclorato de amonio, que es muy reactivo, suministra oxígeno que, con facilidad, oxida el aluminio en polvo, lo cual provoca una reacción rápida y muy exotérmica. La función del polímero aglutinante es mantener reunidos los ingredientes de la mezcla y ayudar a que se queme por completo. La reacción redox total se muestra a continuación.

$$8Al + 3NH_4ClO_4 \xrightarrow{24e^-} 4Al_2O_3 + 3NH_4Cl$$

Figura 1 Propulsor sólido de un transbordador espacial en funcionamiento.

Fuerza del lanzamiento Cada propulsor sólido, como el que se muestra funcionando en la **figura 1**, pesa 591 000 kg en el momento del despegue, produce una fuerza de 11.5 millones de Newtons (N) y funciona aproximadamente durante dos minutos del vuelo. En comparación, un automóvil de 1 000 kg que se acelera desde 0 hasta 26.8 m/s² (60 mph) en 7 segundos, requeriría una fuerza de sólo 3 830 N. La energía que se libera y la expansión de los gases calientes que se produce como consecuencia de la reacción de oxidación-reducción en el motor del propulsor sólido, produce la enorme fuerza que se necesita para lograr acelerar el cohete de 2 millones de kg desde 0 hasta casi 700 m/s² (1 500 mph) en tan sólo 132 segundos.

Conexión con la Química

1. **Aplica** El aluminio en polvo se usa en otra reacción fuertemente exotérmica, la reacción termita, que se usa para soldar metales. La reacción se muestra a continuación: $2Al + Fe_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe$. ¿Cuál es el papel que tiene el aluminio en polvo en esta reacción?
2. **Adquiere información** Investiga sobre la vida y los trabajos de Robert Goddard y Werner Von Braun, quienes realizaron experimentos con cohetes en la década de 1930 y ayudaron a Estados Unidos a entrar en la era espacial. Escribe un artículo breve acerca de estos hombres.

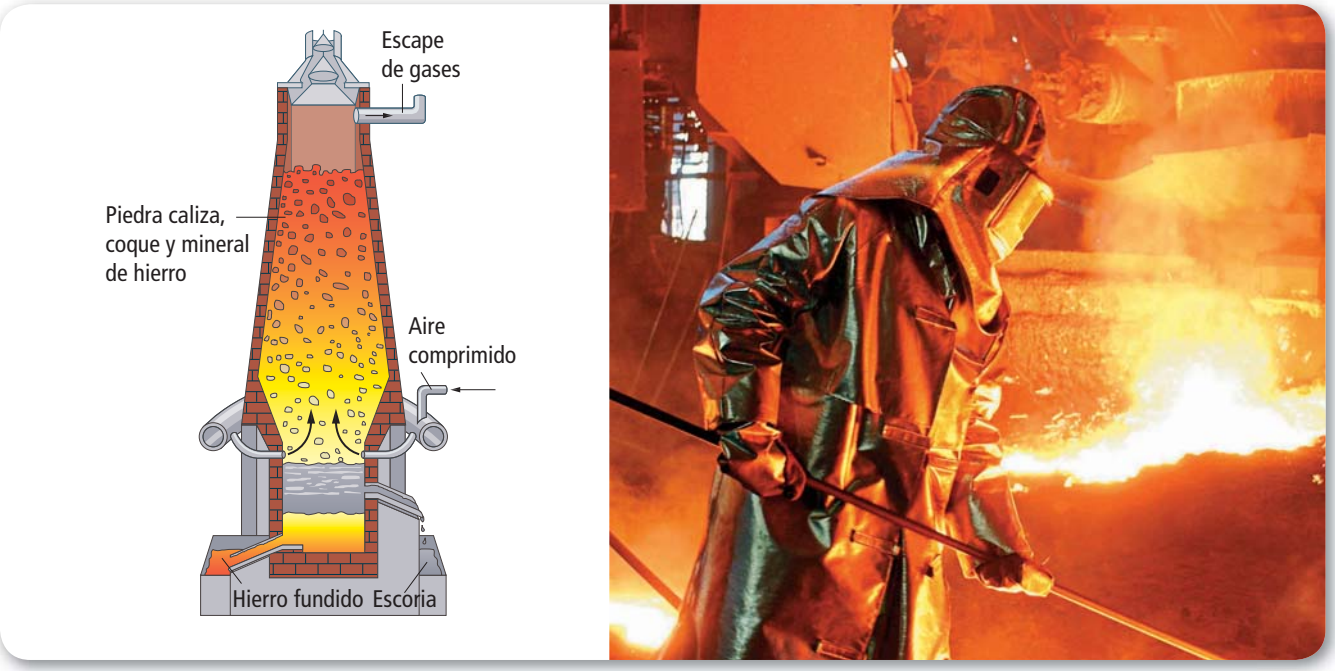


Figura 16.12 Por la parte alta del horno se agrega el mineral del hierro (Fe_2O_3), el coque (C) y la piedra caliza ($CaCO_3$). La corriente de aire caliente, aproximadamente a 900°C, que se hace pasar desde el fondo del horno, quema el coque y provoca una reacción exotérmica. Esta reacción hace que en un alto horno la temperatura llegue aproximadamente hasta 2 000°C. El hierro fundido se drena por el fondo del horno, por donde se elimina también una mezcla de subproductos, conocida como escoria.

Reacción redox en un horno de fundición El hierro pocas veces se encuentra en la forma elemental, como se necesita para la fabricación del acero. Para obtener el hierro metálico se debe separar y purificar del mineral del hierro, por lo general, la hematita, Fe_2O_3. Este proceso se lleva a cabo en un alto horno por medio de una serie de reacciones redox. La reacción principal, en la que se reduce el mineral del hierro hasta hierro metálico, usa monóxido de carbono gaseoso como agente reductor.

Primero, el aire caliente en un alto horno hace que se queme el coque, una forma de carbono, para producir CO_2 y calor. La piedra caliza, $CaCO_3$, que se mezcla con el mineral del hierro en el horno, se descompone para formar cal (CaO) y más dióxido de carbono. Después, el dióxido de carbono oxida el coque, mediante una reacción redox, para formar monóxido de carbono, que se usa para reducir el mineral del hierro hasta hierro metálico. El esquema del proceso se describe a continuación y se ilustra en la **figura 16.12**.

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

$$CO_2(g) + C(s) \rightarrow 2CO(g)$$

$$2Fe^{3+}(s) + 3O^{2-}(s) + 3CO(g) \xrightarrow{6e^-} 2Fe^0(l) + 3CO_2(g)$$

Reacción redox en el proceso de blanqueado Se pueden usar blanqueadores para eliminar las manchas de la ropa. ¿A dónde se van las manchas? Realmente, el blanqueador no elimina los productos químicos que causan las manchas en las telas: reacciona con ellas para formar compuestos incoloros. En los blanqueadores con cloro, un compuesto iónico de cloro reacciona con el compuesto responsable de la mancha. Este compuesto iónico es hipoclorito de sodio (NaClO). El ion hipoclorito oxida las moléculas que causan las manchas oscuras.

$$OCl^-(ac) + \text{molécula(s) de la mancha (coloridas)} \rightarrow Cl^-(ac) + \text{molécula(s) oxidada(s) de la mancha (incoloras)}$$

NOTICIAS de la materia

Las Edades de Piedra, de Bronce y de Hierro son periodos históricos a los que se les dan esos nombres por el material que se usaba con más frecuencia para hacer utensilios, durante cada uno de ellos. La Edad de Bronce es anterior a la de Hierro porque el cobre y el estaño, elementos que se funden para formar la aleación de bronce, son más fáciles de fundir que el hierro. Para fundir el hierro hasta su forma elemental se requieren mayores temperaturas.

Figura 16.13 El hipoclorito es utilizado en los desinfectantes para matar las bacterias de las albercas y las del agua potable. En ambos casos, los iones hipoclorito actúan como agente oxidante. Se puede matar bacterias al destruir por oxidación algunos de sus compuestos importantes. En esta fotografía se está monitoreando la cantidad de cloro en el agua. El cloro reacciona con el agua para formar iones hipoclorito.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 875 para realizar una **prueba del poder oxidante del blanqueador**

Se debe tener cuidado con los blanqueadores que contienen hipoclorito, porque éste es un agente oxidante muy fuerte que puede estropear las telas delicadas. Por lo general, estos blanqueadores tienen una etiqueta con indicaciones para que el usuario haga primero una prueba con una pequeña parte de la tela antes de usar el producto.

Además de actuar como agente blanqueador, los iones hipoclorito también se usan como desinfectantes para matar bacterias. El gran poder que tiene el hipoclorito como agente oxidante, responsable de su efectividad como blanqueador, es también la causa de que sea un buen desinfectante. Los iones hipoclorito matan las bacterias al destruir compuestos importantes de los que están formadas las bacterias. Los desinfectantes que contienen hipoclorito se usan para matar bacterias en las albercas, como se muestra en la **figura 16.13**, al igual que para purificar agua y para desinfectar superficies en la cocina.

MiniLab 16.2

Prueba para detectar el alcohol

¿Cómo puedes identificar la presencia de alcohol en productos de uso doméstico? Los alcoholes orgánicos reaccionan con los iones dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$), de color anaranjado, para producir iones de cromo(III) (Cr^{3+}), de color azul-verde. Esta reacción se usa en el analizador del aliento para detectar la presencia de alcohol en el aliento de una persona. En este MiniLab usarás esta reacción para detectar la presencia de alcohol en algunos productos domésticos para la higiene, en cosméticos y en productos de limpieza.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Marca cinco **tubos de ensayo pequeños** con el nombre de los productos que vas a analizar.
3. Coloca aproximadamente 1 mL de cada producto en el tubo correspondiente.
4. Introduce en cada tubo tres gotas del **reactivo de dicromato** y agita para mezclar las soluciones.

   PRECAUCIÓN: ***Evita el contacto del reactivo de dicromato con la piel. En caso de haberlo, lava la parte afectada con abundante cantidad de agua.***
5. Observa y anota cualquier cambio de color que ocurra en un minuto.

Análisis

1. **Determina** ¿Cuáles de los productos que analizaste contiene alcohol? ¿Está anotada la presencia del alcohol en la etiqueta de los productos?
2. **Identifica** Si el ion $Cr_2O_7^{2-}$, anaranjado, reacciona con el alcohol para producir el ion Cr^{3+} de color azul-verde, ¿cuál es la sustancia reductora en la reacción?

CÓMO FUNCIONA

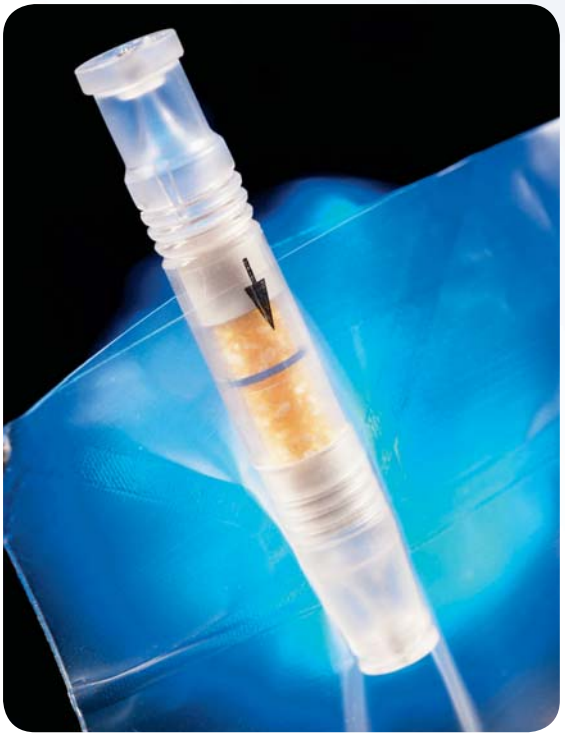
La prueba del analizador de aliento

Un analizador del aliento es un aparato que se usa para estimar el contenido de alcohol en la sangre, a partir de una muestra de aliento. El alcohol que tienen las bebidas, los fijadores para el cabello y los enjuagues bucales es etanol, un líquido volátil que se evapora con rapidez a temperatura ambiente. Debido a su volatilidad, la ingesta de una bebida alcohólica resulta en un nivel de alcohol gaseoso en el aliento que es proporcional al nivel de alcohol en el torrente sanguíneo. Aproximadamente 40 por ciento de todos los accidentes automovilísticos con resultados fatales son causados por conductores intoxicados. Los policías pueden determinar, de manera rápida, si una persona está intoxicada con etanol, de acuerdo con el criterio legal, mediante un instrumento llamado analizador del aliento.

Los primeros analizadores de aliento funcionaban con una solución de dicromato de potasio, que al oxidar el etanol a ácido acético genera un cambio de coloración.

En los analizadores de aliento modernos se proyecta un haz de luz infrarroja a través de una muestra de aliento que se captura dentro de un compartimento. El enlace característico de los alcoholes es el enlace O—H. La luz infrarroja es absorbida por el enlace O—H. Conforme mayor sea la cantidad de alcohol presente, mayor será la cantidad de luz infrarroja absorbida y menor cantidad de luz infrarroja llegará al detector que está del lado opuesto a la fuente de luz. A menor cantidad de luz que llegue al detector, mayor será la lectura de contenido de alcohol en la sangre.

1 El analizador de aliento simple es un dispositivo sencillo que consta de una bolsa inflable conectada a un tubo que contiene una solución anaranjada de dicromato de potasio y ácido sulfúrico.



2 Durante una prueba con el analizador de aliento, una persona sopla dentro de la bolsa, a través de una boquilla.

3 Si el aliento de la persona contiene vapores de alcohol, éste provoca una reacción redox con el dicromato. A medida que el etanol se oxida, los iones dicromato Cr^{6+}, anaranjados, se reducen hasta iones Cr^{3+}, de color azul-verde.

4 El color exacto que se produce depende de la cantidad de alcohol en el aliento. El cambio de color que se produce se compara con estándares de colores de mezclas de los dos iones de cromo para obtener un cálculo aproximado del nivel de etanol en la sangre.

Razonamiento crítico

1. Imagina que una persona ha usado un enjuague bucal antes de realizarse una prueba con el analizador de aliento. ¿Cuál podría ser el resultado?
2. ¿Cambiaría el color en un analizador de aliento si aumenta el contenido de etanol en la sangre?

■ **Figura 16.14** El color verde de la estatua de la Libertad, en Nueva York, se debe a la capa de pátina, o cubierta protectora, que recubre las láminas de cobre de las que está hecha la estatua.

Corrosión de metales ¿Sabes que la estatua de la Libertad de Estados Unidos está hecha de láminas de cobre unidas a un esqueleto de acero? ¿Por qué se ve verde en lugar de verse café-rojizo, que es el color del cobre? Cuando el cobre se expone al aire húmedo que contiene compuestos de azufre, ocurre un lento proceso de oxidación. En estas condiciones, cada átomo de cobre metálico pierde dos electrones para producir iones Cu^{2+}, que forman los compuestos $CuSO_4$, $3Cu(OH)_2$ y $Cu_2(OH)_2CO_3$. Estos compuestos son los responsables de la cubierta verdosa, o pátina, que se forma en la superficie de los objetos de cobre cuando se exponen al aire durante periodos prolongados, tal como ocurre con la Estatua de la Libertad, en la **figura 16.14**.

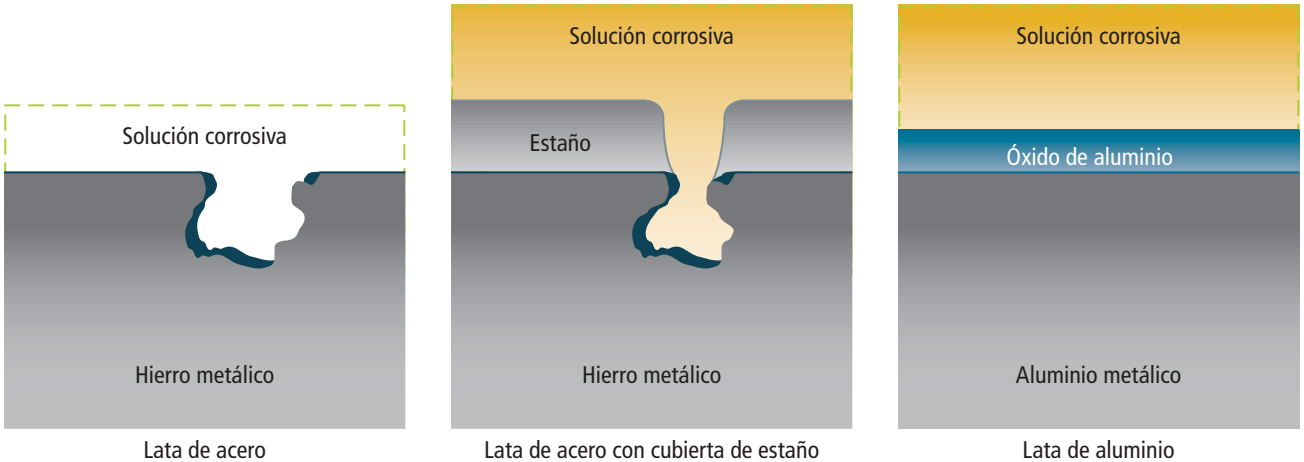
Ya has aprendido que el hierro se oxida con el oxígeno del aire para formar herrumbre. El aluminio es un metal más activo que el hierro. Como resultado de su mayor actividad, el aluminio se oxida más rápido que el hierro. Si esto es así, ¿por qué una lata de aluminio se degrada más lentamente que una lata de estaño, que está hecha de acero que contiene hierro, recubierto con una capa delgada de estaño? La razón radica en que, al igual que el cobre, el aluminio se oxida para formar un compuesto que cubre al metal y lo protege de la corrosión, como se muestra en la **figura 16.15**. El aluminio reacciona con oxígeno para formar óxido de aluminio (Al_2O_3), por una reacción redox.

$$4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

Una cubierta de óxido de aluminio es dura y no se descama con facilidad, lo que sí le ocurre a la herrumbre de óxido de hierro. Como la herrumbre de hierro es porosa y escamosa, no forma una buena cubierta protectora para él mismo. Cuando la herrumbre se descama y se separa de la superficie queda el metal expuesto al aire y sufre corrosión.

■ **Figura 16.15** Una cubierta de estaño ofrece cierta protección al hierro. Sin embargo, si se hace un orificio o se rompe la delgada capa de estaño, el hierro del interior se corroe con rapidez. Una lata de acero cubierto con estaño se degradará por completo aproximadamente en 100 años. El óxido de aluminio que recubre una lata de aluminio es resistente y está empaquetado apretadamente. Protege al aluminio del interior de la corrosión y tarda, aproximadamente, 400 años en degradarse.

Explica ***¿Por qué hay metales como el cobre y el aluminio que a veces se les nombra como metales autoprotegidos?***



Química cotidiana

Fertilizantes producidos por los relámpagos

¿Sabías que uno de los nutrientes más necesarios para las plantas es el nitrógeno? A pesar de que el aire que rodea a la Tierra está constituido por 78 por ciento de nitrógeno, en forma de moléculas de N_2, esta molécula no puede ser usada por la mayoría de las plantas y los animales. Para ello, el nitrógeno del aire tiene que pasar por un proceso que se llama fijación de nitrógeno. Las plantas pueden usar el nitrógeno cuando éste se encuentra en forma de ion amonio, (NH_4^+), en donde el nitrógeno tiene un número de oxidación de 3–, pero también pueden usar el ion nitrato (NO_3^-), donde el número de oxidación del nitrógeno es de 5+.

Fijación de nitrógeno Las plantas pueden fijar el nitrógeno en tres formas diferentes: por la acción de los relámpagos, por las bacterias fijadoras de nitrógeno, que viven en las raíces de algunas plantas o en el suelo, y por reacciones comerciales de síntesis, como en el proceso Haber para obtener amoniaco.

El nitrógeno es un gas bastante inerte porque el enlace triple del N_2 es fuerte y no se rompe con facilidad. Sin embargo, la energía excepcionalmente grande y la alta temperatura de los relámpagos, como el que se muestra en la **figura 1**, que puede calentar el aire a su alrededor a 10 000°C, pueden romper los enlaces con facilidad y permitir la recombinación de los gases atmosféricos.

Reacciones producidas por los relámpagos Durante el proceso de fijación por medio de los relámpagos, el nitrógeno y el oxígeno se combinan para formar monóxido de nitrógeno. Después, este compuesto se combina con más oxígeno para formar dióxido de nitrógeno, el cual se mezcla con el agua del aire para formar ácido nítrico y más monóxido de nitrógeno, que queda disponible para continuar el ciclo.

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

Figura 1 Los relámpagos ayudan a fijar el nitrógeno.

Producción de fertilizantes El pH normal de la lluvia es ligeramente ácido, debido en parte al ácido nítrico disuelto (HNO_3), que proviene de la fijación de nitrógeno. Cuando la lluvia llega al suelo, las bacterias convierten los iones nitrato en iones amonio.

¿Cómo es el método natural de la fijación de nitrógeno comparado con los métodos comerciales? Puedes pensar que los relámpagos no son tan comunes, pero se ha calculado que hay aproximadamente 2 000 tormentas eléctricas por día en la superficie terrestre. Visto de otra forma, en el planeta ocurren, en total, 100 relámpagos por segundo, u 8.6 millones de relámpagos en un solo día. Como consecuencia de la gran cantidad de relámpagos en un día, cada año se fijan aproximadamente 36 000 millones de kilogramos de nitrógeno proveniente de la atmósfera. Los agentes biológicos, como las bacterias, fijan aproximadamente 122 000 millones de kilogramos de nitrógeno al año y, alrededor de 77 000 millones de kilogramos de nitrógeno se fija por medio de la manufactura de fertilizantes obtenidos mediante el proceso Haber.

Explorando más

1. **Clasifica** La fijación de nitrógeno en el suelo es realizada por las bacterias que viven en las raíces de algunas plantas. Da el nombre de algunas de estas plantas.
2. **Aplica** En cada una de las tres ecuaciones anteriores, ¿qué se oxida y qué se reduce?
3. **Adquiere información** El proceso mediante el cual el nitrógeno se reincorpora al aire se llama desnitrificación. Investiga sobre las condiciones que se necesitan para que ocurra este proceso y cuál es la reacción.

Vocabulario

Origen de la palabra

Deslustrado
proviene del francés antiguo *teme*, que significa *apagado*.

Empañamiento de la plata: una reacción redox Imagínate que, además de la tarea de tirar la basura, lavar los trastes, alimentar a tus mascotas y cuidar a tus hermanos pequeños, también tuvieras que limpiar la plata, como se hacía en la época de tus abuelos. ¿Cuándo tendrías tiempo para alguna diversión? Afortunadamente, otros materiales, como el acero inoxidable, han reemplazado a la mayoría de los "utensilios de plata" ¿Por qué tienen que pulirse los utensilios de plata y, sin embargo, los que están hechos de acero inoxidable o de aluminio no se pulen? La plata se empaña (se oscurece) debido a una reacción redox que es una forma de corrosión, parecida a la formación de herrumbre. El empañamiento se forma en la superficie de un objeto de plata cuando ésta reacciona con el sulfuro de hidrógeno (H_2S) del aire. El producto, sulfuro de plata (Ag_2S), de color negro, forma la cubierta oscura en la plata.

$$O_2(g) + 4Ag(s) + 2H_2S(g) \rightarrow 2Ag_2S(s) + 2H_2O(l)$$

Muchos limpiadores comerciales de plata contienen abrasivos que ayudan a eliminar el empañamiento. Por desgracia, también eliminan parte de la plata. Una forma más suave de quitar el empañamiento de la superficie de los objetos de plata utiliza una reacción redox. En esta reacción, los trozos de hoja de aluminio actúan como agente reductor.

$$2Al^0(s) + 6Ag^+(s) + 3S^{2-}(s) + 6H_2O(l) \xrightarrow{6e^-} 6Ag^0(s) + 2Al^{3+}(ac) + 6OH^-(ac) + 3H_2S(g)$$

Básicamente, esta reacción es la inversa de la reacción que forma el empañamiento. Aquí, los iones plata del Ag_2S del empañamiento se reducen a átomos de plata, mientras que los átomos de aluminio de la hoja se oxidan hasta iones aluminio. Por lo general, la solución que se usa para eliminar el empañamiento, incluye polvo para hornear (hidrógeno carbonato de sodio) para ayudar a eliminar la cubierta de óxido de aluminio que se forma y para aumentar la conductividad de la solución limpiadora. En la **figura 16.16** se muestra cómo se realiza este método para limpiar la plata.

■ **Figura 16.16** Aunque el empañamiento de esta jarra de plata ocurre debido a una reacción redox no deseada, hay otra reacción redox que ayuda a eliminarlo. Se hace una cama con trozos de hoja de aluminio, arrugado, en el fondo de una olla grande. Se introduce el objeto de plata oscurecido asegurándose que esté en contacto con los trozos de hoja de aluminio. Se agrega polvo para hornear y el objeto de plata se cubre con agua. Cuando la olla se calienta en la estufa, el sulfuro de plata que la empaña se reduce al metal y el objeto recupera su lustre y su brillo.

■ **Figura 16.17** Un relámpago es energía luminosa que se libera como quimioluminiscencia.

Quimioluminiscencia Algunas reacciones redox pueden liberar energía luminosa a temperatura ambiente. La producción de luz en frío mediante una reacción química se llama quimioluminiscencia. La luz de las reacciones quimioluminiscentes se puede usar para hacer barras de luz de emergencia que funcionan sin una fuente externa. Recuerda lo que aprendiste en el capítulo 6 acerca de cómo funcionan estas barras de luz. Cuando rompes la cápsula de vidrio que está dentro de la varilla de plástico, se produce una reacción química que libera energía luminosa conforme se transfieren los electrones. Ahora sabes que la reacción que se lleva a cabo cuando se mezclan las dos soluciones en la linterna implica una oxidación y una reducción. Cuando los reactivos se agotan, ya no se libera energía luminosa y se agota la producción de luz.

Relámpagos Algunas reacciones redox quimioluminiscentes ocurren de manera natural en la atmósfera como resultado de los relámpagos, tal como se muestra en la **figura 16.17**. Cuando se produce un relámpago por una descarga eléctrica en la atmósfera, los electrones de las moléculas de O_2 y N_2 gaseosas se excitan hacia niveles de mayor energía. La energía de la electricidad disocia las moléculas de O_2 y N_2, y forma átomos. Cuando los átomos se vuelven a combinar para formar moléculas y los electrones regresan a niveles de menor energía, se libera energía luminosa mediante la quimioluminiscencia.

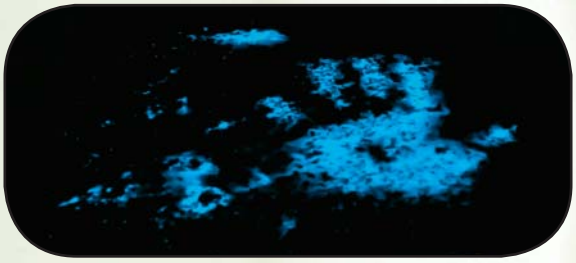
Investigadores forenses Otras reacciones quimioluminiscentes se deben al luminol, un compuesto orgánico que emite luz fría de color azul verdosa cuando se oxida. El luminol es un sólido cristalino que tiene un color blanco amarillento y es soluble en agua. Los químicos forenses usan las reacciones del luminol para analizar las evidencias en las investigaciones criminalísticas. Para ello, rocían luminol sobre algún lugar donde se sospecha la presencia de sangre. Si la hay, los iones hierro(II) presentes en la hemoglobina de las células rojas de la sangre, oxidan al luminol para formar un compuesto quimioluminiscente que resplandece en la oscuridad. El luminol se oxida y reduce al hierro. En la **figura 16.18** se muestra el resplandor azul verdoso que produce la forma oxidada del luminol.

■ **Figura 16.18** Cuando el luminol se oxida y se observa en la oscuridad, se produce un misterioso resplandor azul verdoso, por quimioluminiscencia.

QUÍMICA y tecnología

Detección forense de sangre

Asaltaron la estación de gasolina de la esquina y dispararon al cajero. En la figura 1 se muestran unas huellas de sangre que fueron halladas en la escena del crimen. En la televisión, la policía anunció que el sospechoso "A" estaba preso, ya que encontraron un zapato, que supuestamente le pertenecía. Después del examen preliminar realizado por el departamento de policía, se envió el zapato al laboratorio forense para una investigación científica que incluye una prueba para determinar si hay o no manchas de sangre en el zapato.



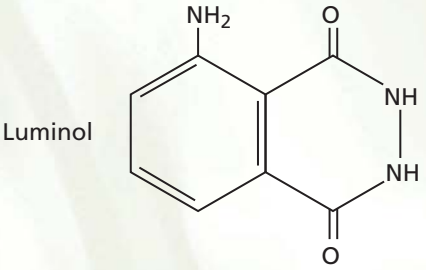
■ **Figura 1** Huellas de sangre vistas con luminol.

La prueba del luminol

El técnico puede seleccionar entre diversas pruebas para investigar la presencia de sangre, basadas todas ellas en la capacidad de la hemoglobina para catalizar la oxidación de varios indicadores orgánicos y producir un compuesto colorido que emite luz, o que es luminiscente, tal como se muestra en la **figura 1.**

En este caso, el técnico ha seleccionado la prueba del luminol. Como se muestra en la **figura 2**, el luminol tiene una estructura orgánica con dos anillos fusionados. En 1928, los químicos alemanes fueron los primeros en observar la luminiscencia azul verdosa que se produce cuando el componente se oxida en una solución alcalina. Muy pronto se descubrió que varios agentes oxidantes, como el peróxido de hidrógeno, provocan luminiscencia. Más adelante, los trabajadores observaron que la luminiscencia aumenta mucho con la presencia de sangre, lo que condujo a su uso en las investigaciones forenses.

El técnico mezcla en un cuarto oscuro una solución alcalina de luminol con una solución acuosa de peróxido de hidrógeno, y con esta mezcla, rocía las manchas sospechosas del zapato. ¡Eureka! Algunas de las manchas



■ **Figura 2** Estructura molecular de luminol.

emiten una intensa quimioluminiscencia azul verdosa. Como el resplandor dura unos cuantos minutos, el técnico fotografía las manchas y su luz delatora.

Veredicto con luminol

Te sorprendería si este sencillo procedimiento sirviera para declarar culpable al sospechoso "A". Desde luego que no. Sin embargo, si la prueba hubiera sido negativa, el sospechoso "A" podría haber quedado libre de sospecha. Un resultado negativo asegura que la mancha no es de sangre. Pero, debido a que ése no fue el caso con las manchas del zapato, el procedimiento del luminol se constituye en sólo una prueba preliminar y deben hacerse con otras pruebas.

La prueba del luminol es muy útil porque funciona bien, tanto con sangre fresca como con sangre seca. El luminol tiene una característica especial de gran utilidad. La misma mancha se puede hacer luminiscente una y otra vez si se deja secar y se somete nuevamente al tratamiento.

Una prueba positiva no puede tomarse como prueba absoluta de sangre porque el luminol reacciona con iones cobre y cobalto, igual que con el hierro de la hemoglobina. Sin embargo, su reacción es más intensa con el hierro. Gran número de autoridades forenses sostienen que la prueba del luminol tiene valor como una técnica preliminar.

Análisis de la tecnología

1. **Aplica** Si una prueba con luminol produce una reacción positiva, ¿cuál es el siguiente paso lógico?
2. **Infiere** ¿Por qué casi nunca se puede suponer que las manchas no están contaminadas, a pesar de que las manchas son evidencias importantes en una investigación criminal?

Procesos bioquímicos redox Durante su hibernación, ¿cómo pueden los osos mantener el calor suficiente para no congelarse? ¿Cómo obtienen energía los corredores de una maratón para terminar la carrera sin detenerse a comer? En ambos casos se oxidan las grasas almacenadas en el organismo. Las moléculas de oxígeno del aire se reducen cuando ganan electrones para formar agua. En una serie de reacciones redox, llamadas respiración, se libera energía. En la **figura 16.19** se muestra un efecto de este calor en las plantas. La respiración se estudiará en el capítulo 19.

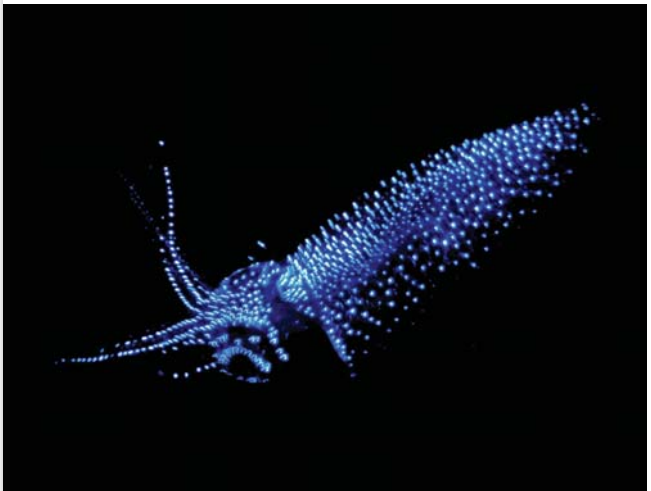
En los organismos vivos se llevan a cabo muchas otras reacciones redox. Durante la fotosíntesis, se transfieren electrones entre las moléculas gracias a reacciones redox. En el capítulo 20 estudiarás la fotosíntesis.

Bioluminiscencia Algunos organismos pueden usar la energía liberada durante las reacciones redox para convertir la energía química en energía luminosa, mediante un proceso llamado bioluminiscencia. Probablemente estás familiarizado con las luces que producen las luciérnagas durante su vuelo de cortejo pero, ¿sabías que muchos organismos diferentes, como algunos peces, por lo menos un tipo de hongos y una oruga, conocida como gusano de luz, también son bioluminiscentes? En la **figura 16.20** se muestra la bioluminiscencia del calamar luciérnaga, *watasenia scintillans*.

Oxidación de la fruta Ahora que has aprendido lo que son las reacciones redox y has leído algo sobre los procesos en que participan, puedes analizar nuevamente la reacción redox que hace que la fruta partida se oscurezca. El color se debe a pigmentos de color café que se forman debido a la oxidación de compuestos incoloros que normalmente se encuentran en las células de las frutas. El oxígeno del aire es el agente oxidante que reacciona con los compuestos incoloros para producir los pigmentos de color café, ya que se reduce cuando acepta electrones de los pigmentos, por lo que éstos funcionan como agentes reductores. Como ocurre en todas las reacciones redox, esta combinación de oxidación y reducción van juntas porque los electrones que pierde un elemento los debe ganar otro.

■ **Figura 16.19** Aunque es común pensar que sólo los mamíferos mantienen el calor, en realidad todas las plantas y animales conservan una temperatura con la cual funcionan mejor sus enzimas. Las plantas evitan el congelamiento porque se produce calor como subproducto de la respiración y de la fotosíntesis. Una de las primeras plantas que emergen de la nieve al principio de la primavera es la col mofeta, que produce calor. El calor que libera permite que crezca antes que otras plantas y también contribuye al desagradable olor que le da el nombre.

■ **Figura 16.20** Los calamares usan señales luminosas para atraer a las parejas y confundir a los depredadores. Durante una reacción redox, que cataliza una enzima, se libera energía luminosa. Se le ha llamado luciferasa a la enzima que acelera la reacción en la que se oxida una molécula orgánica de luciferina.



Calamar luciérnaga exhibiendo luminiscencia

Calamar luciérnaga

Figura 16.21 La vitamina C debe sus propiedades antioxidantes al hecho de que reacciona muy rápido con el oxígeno. Cuando se agrega a algún alimento, el oxígeno reacciona preferentemente con la vitamina C, lo cual evita que los alimentos se oxiden. Otros aditivos antioxidantes para los alimentos incluyen los compuestos sintéticos BHA y BHT (por sus siglas en inglés) y el antioxidante de origen natural, la vitamina E.

La piel de las frutas mantiene alejado al oxígeno, razón por la cual mientras no se quita de la fruta, ésta no se oscurece. Si se cubre la fruta cortada con un antioxidante se puede evitar su oscurecimiento y se logra que una ensalada de frutas se mantenga fresca durante más tiempo con un aspecto fresco. La vitamina C de los limones es un buen antioxidante. Si se agrega jugo de limón al plátano cortado o a rebanadas de manzana, no se oscurecerán tan pronto porque la vitamina C reacciona con el oxígeno más rápido que los compuestos de las frutas, que se oscurecen, como se muestra en la **figura 16.21**.

Conexión de ideas

La mayoría de las reacciones se debe a una transferencia de electrones, por lo que son reacciones redox. Ya has aprendido a identificar cuál elemento se reduce y cuál se oxida cuando tienes la ecuación de una reacción redox. Te puedes preguntar por qué un elemento acepta electrones de otro y si puedes predecir cuál elemento se oxidará y cuál se reducirá. Aprender a hacer ese tipo de predicciones constituye el siguiente paso en tu estudio de los procesos de transferencia de electrones en los compuestos. En el capítulo 17 estudiarás la relación que existe entre la transferencia de electrones y las reacciones redox que ocurren en las baterías.

Sección 16.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Las reacciones redox se pueden utilizar para reducir a su estado puro los metales que se encuentran en las menas formando minerales.
- Un blanqueador oxida las moléculas que forman las manchas transformándolas en moléculas incoloras.
- Los metales como el cobre y el aluminio reaccionan con el oxígeno para formar capas protectoras que previenen la corrosión.
- Las reacciones quimioluminiscentes en las barras de luz de emergencia, en los relámpagos y la reacción del luminol convierten la energía de los enlaces químicos en energía luminosa.

6. Idea PRINCIPAL **Elabora** una lista de dos reacciones redox importantes que se usen en la industria y dos reacciones redox importantes que ocurran en la naturaleza.
7. **Describe** ¿Cómo se purifica de las menas de hierro la mayor parte del hierro que se usa para la fabricación del acero?
8. **Explica** ¿Por qué las latas de aluminio se degradan más lentamente que las latas de hierro?
9. **Aplica** Las luciérnagas requieren oxígeno para la producción de luz. ¿Qué papel tiene el oxígeno en la reacción?
10. **Reflexiona** ¿Por qué no se pueden eliminar las manchas de herrumbre con un blanqueador?
11. **Infiere** ¿Qué procesos químicos usan los animales que hibernan para mantenerse calientes?
12. **Resume** ¿Por qué se usa aluminio metálico para eliminar el empañamiento de la plata?
13. **Reconoce** ¿Por qué se suele usar oro en vez de cobre para cubrir las conexiones eléctricas de equipo electrónico costoso?

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 16

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Las reacciones de oxidación-reducción involucran una transferencia de electrones.

Sección 16.1 La naturaleza de las reacciones de oxidación-reducción

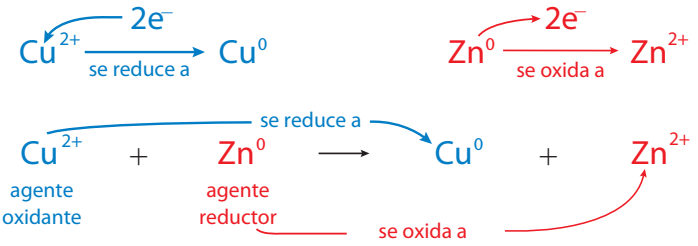
Idea PRINCIPAL La oxidación y la reducción son procesos complementarios: cuando un átomo se oxida, otro átomo se reduce.

Vocabulario

- agente oxidante (p. 562)
- agente reductor (p. 562)
- oxidación (p. 556)
- reacción de oxidación-reducción (p. 555)
- reducción (p. 556)

Conceptos clave

- Ocurre una oxidación cuando un átomo o un ion pierde uno o más electrones.
- Ocurre una reducción cuando un átomo o ion gana uno o más electrones.
- Las reacciones de oxidación y de reducción siempre ocurren juntas en un proceso llamado reacción redox.
- Un agente oxidante gana electrones y se reduce durante una reacción redox.
- Un agente reductor pierde electrones y se oxida durante una reacción redox.



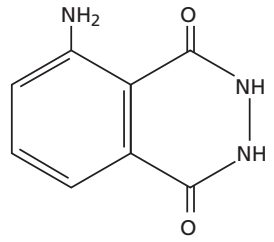
Sección 16.2 Aplicaciones de las reacciones de oxidación-reducción

Idea PRINCIPAL Las reacciones de oxidación y de reducción son reacciones que ocurren muy comúnmente en la naturaleza y en la industria.

Conceptos clave

- Las reacciones redox se pueden utilizar para reducir a su estado puro los metales que se encuentran en las menas formando minerales.
- Un blanqueador oxida las moléculas que forman las manchas transformándolas en moléculas incoloras.
- Los metales como el cobre y el aluminio reaccionan con el oxígeno para formar capas protectoras que previenen la corrosión.
- Las reacciones quimioluminiscentes en las barras de luz de emergencia, en los relámpagos y la reacción del luminol convierten la energía de los enlaces químicos en energía luminosa.

Luminol



Capítulo 16 Evaluación

Comprensión de conceptos

14. ¿Cuál es la diferencia entre un agente oxidante y un agente reductor?

15. ¿Cuáles de los siguientes cambios son oxidaciones y cuáles son reducciones?
- **a)** Cu se convierte en Cu^{2+}
- **b)** Sn^{4+} se convierte en Sn^{2+}
- **c)** Cr^{3+} se convierte en Cr^{6+}
- **d)** Ag se convierte en Ag^{+}

16. Identifica el agente oxidante en cada una de las reacciones siguientes.
- **a)** $Cu^{2+}(ac) + Mg(s) \longrightarrow Cu(s) + Mg^{2+}(ac)$
- **b)** $Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \longrightarrow 2Fe(l) + 3CO_2(g)$

17. ¿Cuál es el agente oxidante en un blanqueador de uso doméstico?

18. ¿Por qué es necesario fijar un negativo fotográfico?

19. ¿En qué dirección se mueven los electrones durante una reacción redox: desde el agente oxidante hacia el agente reductor o viceversa?

20. Escribe la ecuación de la reacción redox que ocurre cuando se sumerge una pieza de zinc metálico en una solución de sulfato de cobre(II).

21. Identifica la reacción ilustrada en la **figura 16.22** como una reacción de oxidación o de reducción.

$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^{-}$$

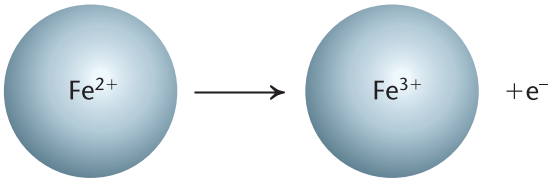


Figura 16.22

22. En cada uno de los siguientes compuestos, determina el número de oxidación de los elementos que se indican en letras en negritas.
- **a)** HNO_3
- **b)** $\mathbf{Sb}_2O_5$

Aplicación de conceptos

23. Si los clavos galvanizados, que tienen una cubierta de Zn, se colocan en una solución de color café que contiene I_2, lentamente la solución se vuelve incolora. Al agregar unas gotas de blanqueador a la solución, se obtiene de nuevo el color café. Explica las causas de estos cambios.

24. Elabora una lista de algunos tratamientos que se puedan aplicar al metal de una tela de malla metálica para evitar su corrosión.

25. Explica por qué las reacciones de oxidación y de reducción siempre deben ocurrir al mismo tiempo.

26. Escribe la ecuación de una reacción que no sea una reacción redox. ¿Hay transferencia de electrones en la reacción?

27. ¿Es totalmente necesario que participe el oxígeno en una reacción de oxidación? Explica tu respuesta.

Química cotidiana

28. Poco antes de la Primera Guerra Mundial, un químico alemán llamado Fritz Haber, desarrolló un proceso para la fijación del nitrógeno atmosférico como amoniaco. El amoniaco producido de esta forma puede convertirse en nitrato de amonio, un importante fertilizante y explosivo.

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

- **a)** ¿Cuál elemento se oxida durante esta reacción? ¿Cuál se reduce?
- **b)** ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Cuál es el agente reductor?

Conexión con la Física

29. Al pasar una corriente eléctrica por el agua, ésta puede descomponerse en los elementos que la forman, debido a una reacción inversa a la que se usa como fuente de energía para la etapa principal en los cohetes espaciales.

$$2H_2O(l) + \text{energía} \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

- **a)** Es una reacción redox? En caso de serlo, ¿cuál elemento se oxida?
- **b)** ¿De dónde proviene la energía para esta reacción endotérmica?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Cómo funciona

30. Si el etanol fuera menos volátil, ¿cómo afectaría a la utilidad de un analizador del aliento? Explica tu respuesta.

Química y tecnología

31. ¿Por qué un resultado positivo de la prueba del luminol no puede tomarse como una prueba irrefutable de la presencia de sangre?

Razonamiento crítico

Utiliza una tabla

32. La **tabla 16.1** presenta algunos de los compuestos más comunes que se usan como agentes oxidantes.

Tabla 16.1 Agentes oxidantes comunes

Fórmula	Nombre	Uso
O_2		
H_2O_2		
$KMnO_4$		
Cl_2		
$K_2Cr_2O_7$		
HNO_3		
NaClO		
$KClO_3$		

a) Nombra cada uno de los compuestos de la tabla.
b) Elabora una lista que tenga, por lo menos, una aplicación práctica, mencionada en este capítulo o en algún libro de referencia, de cada uno de estos agentes oxidantes.

Realiza predicciones

33. Se puede usar peróxido de hidrógeno (H_2O_2) para restaurar zonas blancas de las pinturas que se hayan oscurecido por la reacción de los pigmentos que contienen plomo con el aire contaminado que contiene sulfuro de hidrógeno gaseoso.

$$\underset{\text{(negro)}}{PbS} + 4H_2O_2 \rightarrow \underset{\text{(blanco)}}{PbSO_4} + 4H_2O$$

¿Se podría usar el peróxido de hidrógeno para eliminar el empañamiento de los objetos de plata? ¿Puede la reacción provocar algunos efectos indeseables?

Interpreta los datos

34. QuimiLab Escribe una ecuación balanceada para la reacción que causa que el agua de cal se enturbie. ¿Es una reacción redox? Explica tu respuesta.

35. MiniLab 1 ¿Por qué crees que la corrosión parece ocurrir principalmente en la cabeza y en la punta de un clavo?

Infiere

36. MiniLab 2 Cuando un poco de dicromato de amonio, de color anaranjado, se lleva a ignición, se descompone por una reacción exotérmica en la que se proyecta un producto de color verde y una flama, como en un volcán en erupción. (**PRECAUCIÓN:** ***NO realices esta reacción.***)

$$(NH_4)2Cr_2O_7(s) \rightarrow Cr_2O_3(s) + N_2(g) + 4H_2O(g)$$

a) ¿Cuál es el agente redactor en esta reacción? ¿Y el agente oxidante?
b) ¿En qué se parece esta reacción a la del analizador de aliento?

Revisión acumulativa

37. Nombra cada uno de los siguientes compuestos iónicos (*Capítulo 5*)

a) NaF
b) CaS
c) $Al(OH)_3$
d) $Na_2Cr_2O_7$
e) KCN
f) NH_4Cl

38. ¿Cuántos gramos de nitrógeno se necesitan para reaccionar completamente con 346 g de hidrógeno para formar amoniaco mediante el proceso Haber? (*Capítulo 12*)

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

39. Dibuja el diagrama de puntos de Lewis de cada una de las siguientes moléculas covalentes (*Capítulo 9*)

a) $CHCl_3$
b) CH_3CH_2OH
c) CH_3CH_3

40. Una muestra de un gas ocupa 32.4 mL a –23°C y 0.075 atm. ¿Cuál será su volumen a TPE? (*Capítulo 11*)

41. Identifica cada una de las siguientes sustancias como una sustancia pura o una mezcla. (*Capítulo 1*)

a) petróleo.
b) jugo de fruta.
c) esmog.
d) diamante.
e) leche.
f) mena de hierro.

42. Elabora una lista con alguna de las propiedades características de los metales. (*Capítulo 3*)

Prueba de habilidades

43. Diseña un experimento ¿Crees que la plata se empañará más pronto en el aire limpio o en el aire contaminado? Diseña un experimento para probar tu hipótesis.

ESCRIBIENDO Química

44. Investiga la evidencia que sugiere que las propiedades antioxidantes de la vitamina C pueden ayudar a evitar el cáncer a quienes toman grandes dosis de esta vitamina. Escribe un resumen de tus investigaciones y propón otras pruebas para determinar si la vitamina C tiene propiedades anticancerígenas.

45. A un matraz lleno con viruta de acero, lavada con ácido, se le adapta un tapón de hule con un tubo de vidrio largo y delgado. Cuando se invierte el matraz de tal manera que el extremo del tubo se introduzca en un vaso de precipitados con agua coloreada, lentamente el agua empieza a subir por el tubo. Escribe un resumen de este experimento, como si tú lo hubieras realizado. Explica por qué sube el agua. Predice qué parte del matraz quedará lleno de agua al final del experimento.

46. La cubierta de pátina de la Estatua de la Libertad preserva la mayor parte del cobre metálico de la misma. Cada vez que los remaches de acero están en contacto con el cobre y se exponen al agua, sufre cierto daño. Realiza una investigación bibliográfica para determinar por qué esos sitios son más sensibles a la corrosión que el resto de la estatua. Escribe un informe breve de tu investigación. Incluye un diagrama o elabora un cartel que muestre el movimiento de los electrones durante el proceso.

Resolución de problemas

47. El litio metálico reacciona vigorosamente con el flúor gaseoso para formar fluoruro de litio.

a) Escribe una ecuación para este proceso.
b) ¿Es una reacción de oxidación-reducción?
c) Si es una reacción de oxidación-reducción, ¿cuál elemento se oxida? ¿Cuál se reduce?
d) Si 2.0 g de litio reaccionan con 0.1 L de flúor a TPE, ¿cuál es el agente limitante?
e) Si en el inciso anterior se forman 0.04 g de fluoruro de litio, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

48. Identifica el agente oxidante en cada una de las siguientes reacciones.

a) $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$

b) $CuO(s) + H_2(g) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$

c) $2FeO(s) + C(s) \rightarrow 2Fe(s) + CO_2(g)$

d) $2Fe^{2+}(ac) + Br_2(l) \rightarrow 2Fe^{3+}(ac) + 2Br^-(ac)$

49. Cuando la hulla y otros combustibles fósiles que contienen azufre se queman, el azufre se convierte en dióxido de azufre:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

a) ¿Es ésta una reacción de oxidación-reducción?
b) En caso de que sea una reacción de oxidación-reducción, ¿cuál elemento se oxida? ¿Cuál se reduce?
c) Si 7.0×10^3 kg de combustibles que contienen 3.5 por ciento de azufre se queman en una ciudad en un cierto día, ¿cuánto SO_2 se emitirá? Asume que reacciona todo el azufre.

50. El nitrito de sodio se forma cuando el nitrato de sodio reacciona con plomo:

$$NaNO_3(s) + Pb(s) \rightarrow NaNO_2(s) + PbO(s)$$

a) ¿Cuál es el agente oxidante en esta reacción? ¿Cuál es el agente reductor?
b) Si 5.00 g de nitrato de sodio reaccionan con un exceso de plomo, ¿qué masa de nitrito de sodio se formará si el rendimiento es de 100 por ciento?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Datos para los elementos en la reacción redox $Zn + HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$		
Elemento	Número de oxidación	Complejo iónico del cual el elemento forma parte
Zn	0	Ninguno
Zn en $Zn(NO_3)_2$	+2	Ninguno
H en HNO_3	+1	Ninguno
H en H_2O	?	Ninguno
N en HNO_3	?	NO_3^-
N en NO_2	+4	Ninguno
N en $Zn(NO_3)_2$	?	NO_3^-
O en HNO_3	–2	NO_3^-
O en NO_2	?	Ninguno
O en $Zn(NO_3)_2$	?	NO_3^-
O en H_2O	–2	Ninguno

Usa la tabla de arriba para contestar las preguntas 1 a 3.

1. ¿Cuál de los siguientes elementos forma un ion monoatómico que es un espectador en la reacción redox?
a) Zn **b)** O **c)** N **d)** H

2. El número de oxidación del N en el $Zn(NO_3)_2$ es
a) +3 **b)** +5 **c)** +1 **d)** +6

3. El elemento que se oxida en esta reacción es
a) Zn **b)** O **c)** N **d)** H

Usa la ecuación química para responder las preguntas 4 y 5.

$$Mg(OH)_2(ac) + 2HCl \longrightarrow MgCl_2(ac) + 2H_2O(l)$$

4. ¿Cuál de los compuestos de la ecuación es considerado una base?
a) $Mg(OH)_2$ **c)** $MgCl_2$
b) HCl **d)** H_2O

5. ¿Cuál de los compuestos de la ecuación es considerado una sal?
a) $Mg(OH)_2$ **c)** $MgCl_2$
b) HCl **d)** H_2O

6. Un gas que ocupa un cierto volumen tiene una presión de 1.4 atm. ¿Cuál será la presión si doblas el volumen y reduces la temperatura en kelvins a la mitad?
a) 0.35 atm **c)** 2.8 atm
b) 1.4 atm **d)** 5.6 atm

7. ¿Cuántos gramos de hidrógeno hay en 3.5 moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?
a) 1.7 g **c)** 42 g
b) 3.5 g **d)** 101.5 g

8. ¿Por qué los ingredientes de un aderezo para ensaladas forman una solución heterogénea?
a) El agua es polar y el aceite es no polar.
b) El aceite es polar y el agua es no polar.
c) Tanto el agua como el aceite son sustancias iónicas.
d) Tanto el agua como el aceite son sustancias covalentes.

9. Un ácido triprótico es
a) un ácido con tres átomos de hidrógeno.
b) un ácido con tres átomos de hidrógeno ácido.
c) un ácido con tres iones hidronio.
d) un ácido con tres protones extra.

¿NECESITAS AYUDA?									
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Revisa la sección . . .	16.1	16.1	16.1	14.1	15.1	11.2	12.2	13.2	14.1

CAPÍTULO 17

Electroquímica

GRAN Idea **La energía química se puede convertir en energía eléctrica y la energía eléctrica se puede convertir en energía química.**

17.1 Celdas galvánicas: electricidad a partir de química

Idea PRINCIPAL En las celdas galvánicas, la oxidación que sucede en el ánodo libera electrones que se dirigen hacia el cátodo, donde ocurre la reducción.

17.2 Electrólisis: química a partir de electricidad

Idea PRINCIPAL En la electrólisis, una fuente de poder causa que dentro de las celdas electroquímicas se lleven a cabo reacciones no espontáneas.

Hechos químicos

- La temperatura de un relámpago es mayor que la temperatura del Sol.
- El aire alrededor del relámpago se calienta tanto que explota, lo que causa los truenos.
- En una nube de tormenta, la parte superior tiene carga positiva, mientras que la parte inferior tiene carga negativa.
- El trayecto que sigue un relámpago no es predecible, y no siempre se impacta contra el objeto situado más alto.

INTRO Lab

Una batería de limón

Puedes comprar una batería en cualquier almacén. También puedes hacer una batería con un limón. ¿En qué se parecen estas fuentes de energía?

Materiales

- limones
- tira de zinc metálico
- tira de cobre metálico
- voltímetro con cables

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Inserta las tiras de cobre y zinc dentro del limón, separadas entre ellas unos 2 cm.
3. Sujeta el cable negro del voltímetro a la tira de zinc y el rojo a la tira de cobre. Lee y anota la diferencia de potencial (voltaje) que marque el voltímetro.
4. Retira uno de los metales del limón y observa en el voltímetro qué pasa con la diferencia de potencial.

Análisis

1. **Infiere** ¿Cuál es el propósito del zinc y del cobre metálicos?
2. **Infiere** ¿Cuál es el propósito del limón?
3. **Compara y contrasta** una batería de limón y una batería de 9 V.

Infiere ¿Podrías obtener los mismos resultados con otras frutas o vegetales? ¿Por qué?

Química en línea

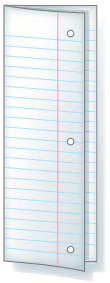
Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), ***Remoción de electrochapeado***

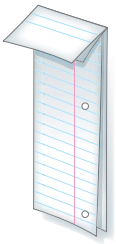
FOLDABLES® Organizador de estudio

Celdas electroquímicas Elabora este organizador plegable (foldable) para ayudarte a comparar las celdas galvánicas y las céldas electrolíticas.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad.



PASO 2 Dobla hacia abajo unos 3 cm del extremo superior de la hoja.



PASO 3 Abre la hoja de papel y dibuja líneas sobre los dobleces. Coloca, al incio de las columnas, las palabras *Celdas galvánicas* y *Celdas electrolíticas*.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable en las secciones 17.1 y 17.2.** Conforme leas sobre las celdas electroquímicas, resume la información sobre ellas y escríbela en la columna apropiada.

Sección 17.1

Objetivos

- **Relacionar** la construcción de una celda galvánica con su funcionamiento para producir un voltaje y una corriente eléctrica.
- **Trazar** el movimiento de electrones en una celda galvánica.
- **Relacionar** la química de una reacción redox con las reacciones que ocurren por separado en los electrodos de una celda galvánica.

Revisión de vocabulario

reducción: reacción en la cual un elemento gana uno o más electrones

Vocabulario nuevo

corriente eléctrica
celda galvánica
ánodo
cátodo
diferencia de potencial
voltaje
catión
anión

Celdas galvánicas: electricidad a partir de química

Idea PRINCIPAL En las celdas galvánicas, la oxidación que sucede en el ánodo libera electrones que se dirigen hacia el cátodo, donde ocurre la reducción.

Vínculo con el mundo real ¿Qué harías con una mitad de un billete de un dólar? Sin la otra mitad, no podrías gastarlo. De manera similar, las celdas galvánicas están hechas de dos semiceldas. Necesitas ambas mitades para tener una celda galvánica que se pueda usar.

Reacciones redox y celdas electroquímicas

Ya has aprendido que la oxidación y la reducción siempre ocurren simultáneamente. Piensa en la química de la corrosión que estudiaste en el capítulo 16. Cuando el hierro metálico reacciona con el oxígeno se genera un óxido por una reacción redox, el óxido de hierro. En una reacción redox siempre se transfieren electrones. En la reacción de oxidación del hierro, los electrones se transfieren del agente reductor —el hierro— al agente oxidante: el oxígeno.

Imagina que pudieras separar las partes oxidantes y las reductoras de una reacción redox y hacer que los electrones fluyan a través de un alambre. Al flujo de partículas cargadas, como los electrones, en una dirección particular se le llama **corriente eléctrica**. En otras palabras, estás utilizando una reacción redox para producir una corriente eléctrica. Esto es lo que sucede en una batería, que sólo es una especie de celda electroquímica en donde la energía química se convierte en energía eléctrica.

Celdas electroquímicas La invención de la primera celda electroquímica, en 1800, se atribuye a Alessandro Volta. Su celda consistía en capas de dos metales diferentes separados mediante una tela o cartón humedecidos en una solución ácida. En la **figura 17.1** se muestra una imagen basada en las primeras celdas construidas por Volta. Las capas servían para separar las dos mitades de una reacción redox espontánea y, por tanto, producían una corriente eléctrica.

Figura 17.1 Las primeras baterías se componían de capas alternadas de plata y de zinc separadas por trozos de papel humedecido con agua salada. Estas capas se repetían una y otra vez hasta formar una gran pila. Los alambres y un ácido, que constituía el electrólito necesario, completaban el aparato, al cual se le llamó pila voltaica, o galvánica.

Las celdas electroquímicas que utilizan reacciones redox espontáneas para crear una corriente eléctrica se llaman **celdas galvánicas**, aunque también son comúnmente conocidas como celdas voltaicas, en honor a Volta. Las baterías modernas usan diferentes materiales, pero siguen siendo, simplemente, una o más celdas galvánicas contenidas en un solo paquete.

La batería de limón ¿Cómo produce energía eléctrica una batería de limón? En el IntroLab del inicio de este capítulo tú construiste una batería de limón. El limón es por sí mismo un recipiente que contiene una solución de un electrólito: el jugo de limón. Recuerda, del capítulo 4, que un electrólito es una solución que conduce electricidad. El jugo de limón es agrio, es decir, es ácido. Los iones hidrógeno del ácido cítrico parcialmente disociado le dan un sabor agrio y también aportan los iones para la conducción de carga a través de la batería de limón. Las dos tiras de distintos metales son los electrodos en los cuales se lleva a cabo una reacción de oxidación y una reacción de reducción, que proporcionan la fuente de energía de la batería. El **ánodo** es el electrodo en el que ocurre la oxidación. El **cátodo** es el electrodo en el que ocurre la reducción.

En la **figura 17.2** se identifican estos dos electrodos para la batería de limón. El electrodo hecho del metal que se oxida con mayor facilidad se convierte en el ánodo. El segundo electrodo se convierte en el cátodo. La sustancia que tiene el limón que se reduce con más facilidad es el abundante ion hidrógeno del electrólito. Cuando estas dos reacciones suceden simultáneamente, en la misma celda, se combinan para producir una reacción redox espontánea. Este tipo de reacción se representa mediante la ecuación siguiente, donde M es el metal que se oxida y H^+ es el ion hidrógeno que se reduce.

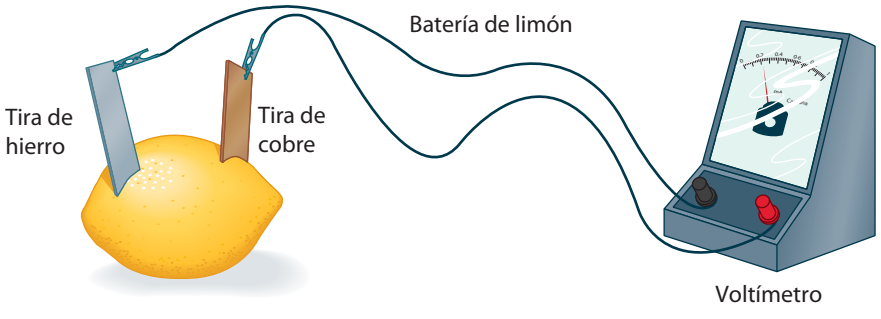
$$M + 2H^+ \longrightarrow M^{2+} + H_2$$

Esta reacción espontánea genera el voltaje de celda de la batería de limón, al producir un potencial eléctrico diferente en cada electrodo.

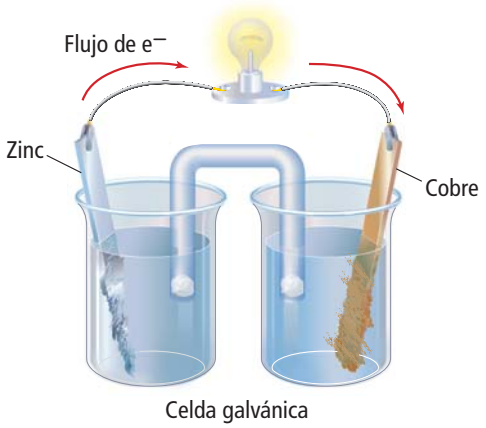
Corriente eléctrica Los electrones en los electrodos metálicos de la batería de limón se mueven a través del circuito externo como corriente, y pueden realizar trabajo útil. Por ejemplo, un radio portátil necesita corriente para trabajar, y la obtiene de los electrones que fluyen a través de los alambres desde el ánodo hacia el cátodo de la batería. La reacción química en el ánodo proporciona electrones, que entran al metal y después fluyen a través de la parte externa del circuito que conecta el ánodo con el cátodo. En el cátodo, los electrones se utilizan en una reacción de reducción.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

VOCABULARIO
ORIGEN DE LA PALABRA
Espontáneo
proviene del latín *sponte,* que significa *de libre voluntad.*



■ **Figura 17.2** Se puede construir una batería al insertar tiras de hierro y de cobre en un limón y unirlas con un alambre conductor en un circuito externo. Los electrones viajan a través del alambre por conducción metálica y a través del limón, por conducción electrolítica. La tira de hierro es el ánodo, donde sucede la oxidación. La tira de cobre es el cátodo, donde sucede la reducción.



Celda galvánica

■ **Figura 17.3** En esta celda galvánica, la oxidación del zinc en el ánodo genera electrones que fluirán hacia el cátodo para reducir iones cobre.

Infiere *¿Cuándo se detiene una reacción espontánea?*

Diferencia de potencial Así como al añadir agua a un recipiente se eleva el nivel de agua, al añadir electrones se forma un potencial negativo en el ánodo. Este potencial eléctrico se describe a menudo como una fuerza, o una presión de electrones. En la **figura 17.3** se ilustra el resultado de esta presión.

¿Por qué los electrones viajan del ánodo al cátodo y no del cátodo al ánodo? La presión de electrones en el cátodo se mantiene baja debido a la reacción de reducción, por lo que los electrones fluyen desde una región de presión alta (potencial negativo en el ánodo) hacia una región de presión baja (potencial positivo en el cátodo). Esta diferencia en la presión de electrones en el cátodo y en el ánodo se llama **diferencia de potencial**. Esta diferencia de potencial entre los electrodos de la batería de limón provoca un flujo de corriente eléctrica. Si no existe una diferencia de potencial entre los electrodos, no hay flujo de corriente.

La magnitud de la corriente depende del tamaño de la diferencia de potencial. Conforme los electrones se mueven desde una zona de potencial más negativo hacia una región de potencial más positivo, pierden energía, por lo que la descarga de una batería de limón es un proceso espontáneo. La energía potencial almacenada en los enlaces químicos se libera como energía eléctrica y, finalmente, como calor. La diferencia de potencial eléctrico se conoce como **voltaje** y se expresa en unidades de voltios, en honor de Alessandro Volta.

MiniLab 17.1

El limón con potencial

¿Qué pasa si usas diferentes tipos de metales para hacer una batería de limón?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Magulla suavemente un **limón** sin romper la cáscara. Haz dos cortes de 1 cm de profundidad en los extremos opuestos del limón.
3. Inserta una **tira de zinc** en uno de los cortes y una **tira de plomo** en el otro.
4. Conecta un **cable con pinza de caimán** a cada tira de metal, tocando o conectando el otro extremo de cada cable a los polos de un **voltímetro**. Si el voltímetro no da lectura, invierte los cables.
5. Lee el voltaje y anótalo.
6. Repite los pasos 2 a 5 con **tiras de plomo** y de **aluminio**, haciendo un nuevo corte para el aluminio; frota un poco el metal con **fibra delgada de vidrio** inmediatamente antes de insertarlo para quitarle la cubierta de óxido. PRECAUCIÓN: *Desecha el limón, no lo comas.*

Análisis

1. **Interpreta** ¿Qué ocasiona la diferencia de potencial entre las tiras de zinc y de plomo?
2. **Explica** ¿Por qué la diferencia de potencial es mayor cuando el aluminio se sustituye por zinc?
3. **Infiere** Si en este MiniLab se utilizaran tiras de zinc y de magnesio en lugar de las de zinc y plomo, ¿la reacción que sucede en la tira de zinc sería igual? Explica tu respuesta.

Tabla 17.1 Facilidad de oxidación de metales comunes

Se oxida fácilmente

No se oxida fácilmente

Li	$Li \longrightarrow Li^+ + e^-$
K	$K \longrightarrow K^+ + e^-$
Ca	$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
Na	$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$
Mg	$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
Al	$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$
Mn	$Mn \longrightarrow Mn^{2+} + 2e^-$
Zn	$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
Cr	$Cr \longrightarrow Cr^{3+} + 3e^-$
Fe	$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
Ni	$Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$
Sn	$Sn \longrightarrow Sn^{2+} + 2e^-$
Pb	$Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2e^-$
Cu	$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
Ag	$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$
Hg	$Hg \longrightarrow Hg^{2+} + 2e^-$
Pt	$Pt \longrightarrow Pt^{2+} + 2e^-$
Au	$Au \longrightarrow Au^{3+} + 3e^-$

Facilidad de oxidación En parte, el hierro se oxida fácilmente porque la transferencia de sus electrones hacia un agente oxidante libera gran cantidad de energía. Ya aprendiste, del capítulo 16, que otros metales también se oxidan en las reacciones de corrosión. Sin embargo, distintas sustancias liberan diferentes cantidades de energía cuando se oxidan, lo cual se puede utilizar para construir una tabla, como la **tabla 17.1**. Esta tabla sirve como guía general para indicar la facilidad con la que una sustancia puede perder electrones. Al examinar esta tabla puedes ver por qué el cobre, el oro y la plata son los metales que más se utilizan en joyería. Los tres son difíciles de oxidar y son, por tanto, resistentes a la corrosión.

Celdas galvánicas En la batería de limón se produce una reacción redox espontánea que hace que se separen las cargas en los dos electrodos. La reacción comienza tan pronto como los dos electrodos se conectan por medio de un cable de manera que la corriente pueda fluir. Como ya sabes, una celda electroquímica en la que espontáneamente se produce una reacción de oxidación-reducción para generar una diferencia de potencial se conoce como celda galvánica. En una celda galvánica la energía química se transforma en energía eléctrica. Las *celdas galvánicas* a veces se llaman *celdas voltaicas*, pero ambos términos se refieren al mismo dispositivo.

NOTICIAS de la materia

Los químicos de la Universidad de California en Irvine, han fabricado la celda galvánica más pequeña del mundo. Es tan pequeña que sólo se puede ver con un microscopio electrónico y mucho más pequeña que la mayoría de las células humanas. Esta celda consta de dos montículos, uno de plata y otro de cobre, unidos a una superficie de grafito. Aunque probablemente nunca se utilice como una batería, le permitirá a los científicos estudiar las reacciones redox a nivel atómico.

La sencilla celda galvánica de magnesio y cobre que se muestra en la **figura 17.4** ilustra el cambio químico que ocurre en una celda galvánica. Para separar la semirreacción de oxidación de la semirreacción de reducción se usan dos vasos de precipitados. Debido a que el magnesio se oxida con más facilidad que el cobre, tal como lo puedes ver en la **tabla 17.1**, el magnesio (Mg) pierde electrones y se oxida para formar iones Mg^{2+}. El potencial del ánodo de magnesio se hace más negativo a causa del aumento de presión eléctrica de los electrones liberados. Al mismo tiempo, los iones Cu^{2+} toman electrones del electrodo de cobre y se reducen a cobre metálico (Cu). El potencial del electrodo de cobre se hace más positivo porque disminuye la presión eléctrica cuando los electrones son removidos del cátodo.

La celda galvánica completa Para que se pueda establecer un flujo de corriente eléctrica se necesitan más cosas para así completar el circuito entre las dos semirreacciones. En primer lugar, un alambre debe conectar a los electrodos y con ello permitir que los electrones fluyan del electrodo de magnesio (ánodo) al electrodo de cobre (cátodo). En segundo lugar, un puente salino, el tubo tiene forma de una U invertida en la **figura 17.4** que contiene una solución salina, debe conectar los dos vasos de precipitados, completando el circuito.

El puente salino ¿Qué función realiza el puente salino? Una celda genera un voltaje debido a que existe una diferencia de potencial entre los dos electrodos. Para la celda que se muestra en la **figura 17.4**, en el ánodo se liberan iones Mg^{2+} hacia la solución, mientras que en el cátodo los iones Cu^{2+} son removidos de la solución. Los iones positivos, como Mg^{2+} y Cu^{2+}, se llaman **cationes**. Los iones negativos se llaman **aniones**. Los iones deben poder moverse libremente entre los electrodos para poder neutralizar las cargas positivas (los cationes Mg^{2+}) que se generan en el ánodo y las cargas negativas (aniones) que se acumulan en el cátodo. La solución de iones contenida en el puente salino permite que exista un flujo de iones para completar así el circuito eléctrico y evitar que se acumule un exceso de carga en cualquiera de los dos electrodos.

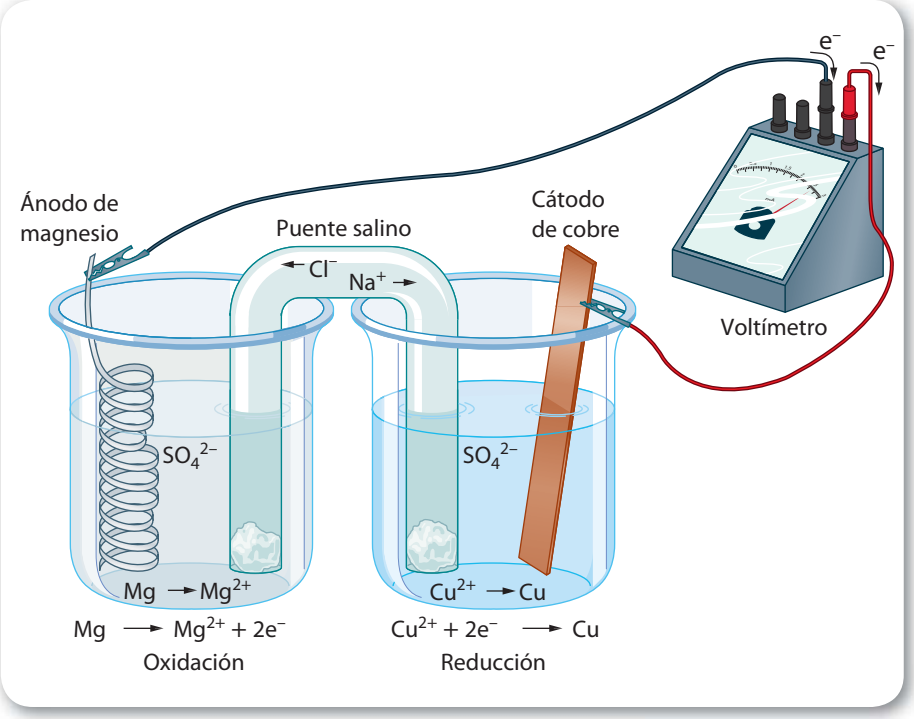


Figura 17.4 Un trozo de magnesio metálico se coloca en un vaso que contiene una solución de sulfato de magnesio, a la vez que una tira de cobre metálico se coloca en un vaso que contiene una solución de sulfato de cobre(II). Un circuito externo que contiene un voltímetro conecta los dos electrodos de metal. Cuando los iones de cobre azul se reducen, salen de la solución y se depositan como cobre metálico en la tira de cobre. Como resultado, la solución azul de cobre se torna cada vez menos colorida.

Infiere *¿Cuál es la función del puente salino?*

La reacción Mg/Cu^{2+} sin el circuito externo La misma reacción redox completa sucede cuando el magnesio metálico se coloca directamente en una solución de sulfato de cobre(II), como en la **figura 17.5**. Sin embargo, ésta no es una celda galvánica porque los electrones no fluyen a través de un circuito externo. En este caso, los electrones pasan directamente desde el magnesio metálico hacia los iones de cobre y se forma cobre metálico. El magnesio, que se oxida con mayor facilidad, forma iones Mg^{2+} incoloros, que se disuelven en la solución. Los iones de cobre(II), de color azul, se reducen a cobre metálico café rojizo que se puede ver en el fondo del vaso. De esta forma se puede producir cobre metálico a partir de iones de cobre, pero no se genera corriente eléctrica.

Como puedes ver, en teoría, para cada reacción redox espontánea se puede construir una celda galvánica capaz de capturar la energía liberada por la reacción. La cantidad de energía liberada depende de dos propiedades de la celda: la cantidad de material presente y la diferencia de potencial entre los electrodos. Cuanto más material hay en el electrodo, más electrones puede producir durante el transcurso de la reacción. La diferencia de potencial depende de la naturaleza de la reacción que se realiza; es decir, que corresponde con las posiciones relativas de las dos sustancias en una tabla como la **tabla 17.1**. Cuanto más separadas se encuentren las dos sustancias en la tabla, mayor será la diferencia de potencial entre los electrodos, así como mayor será la energía aportada por cada electrón que fluye a través del alambre externo.

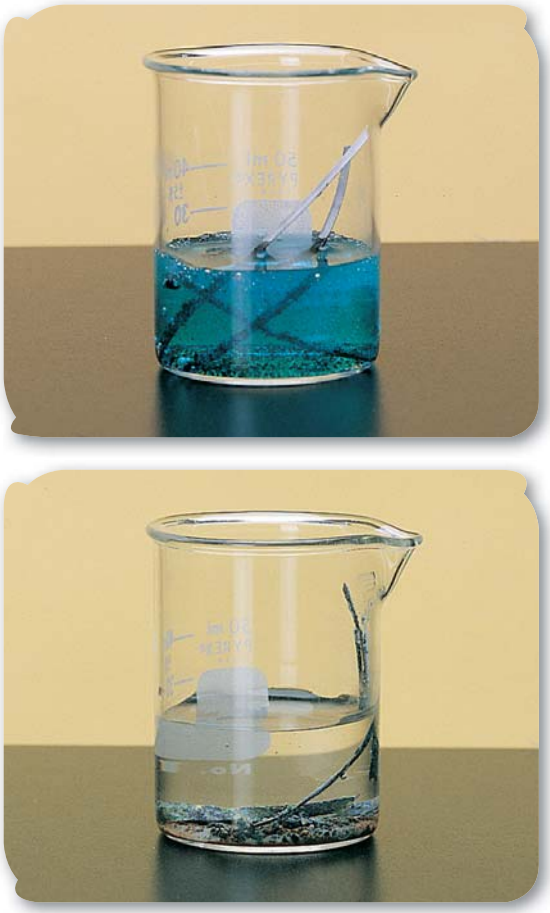
¿Cómo puedes saber cuál sustancia será oxidada y cuál será reducida en una celda? Regresa a la **tabla 17.1**. Los químicos experimentales como Humphry Davy y su estudiante Michael Faraday hicieron muchos experimentos a partir de los cuales se pudo hacer una tabla de este tipo. Actualmente, este tipo de tablas se utilizan para predecir el resultado de nuevos experimentos. Por ejemplo, en una celda galvánica de Zn-Cu, el zinc será oxidado y el cobre reducido. Como el zinc se oxida con más facilidad que el cobre, los electrones fluirán desde el zinc hacia el cobre.

El voltímetro Cuando el circuito está completo, el voltímetro que está en el circuito externo lee un voltaje de 2.696 V. La energía liberada durante la descarga de la celda se puede utilizar para dar energía a un aparato, como una radio, si se conecta al alambre de los electrodos. La reacción completa de la celda de cobre y magnesio es una reacción redox.

$$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^-$$
Semirreacción de oxidación

$$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$$
Semirreacción de reducción

$$Mg(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + Cu(s)$$
Reacción redox neta



■ **Figura 17.5** Cuando se añade magnesio metálico a una solución azul de $CuSO_4$, desaparecen el magnesio metálico y el color azul de la solución.

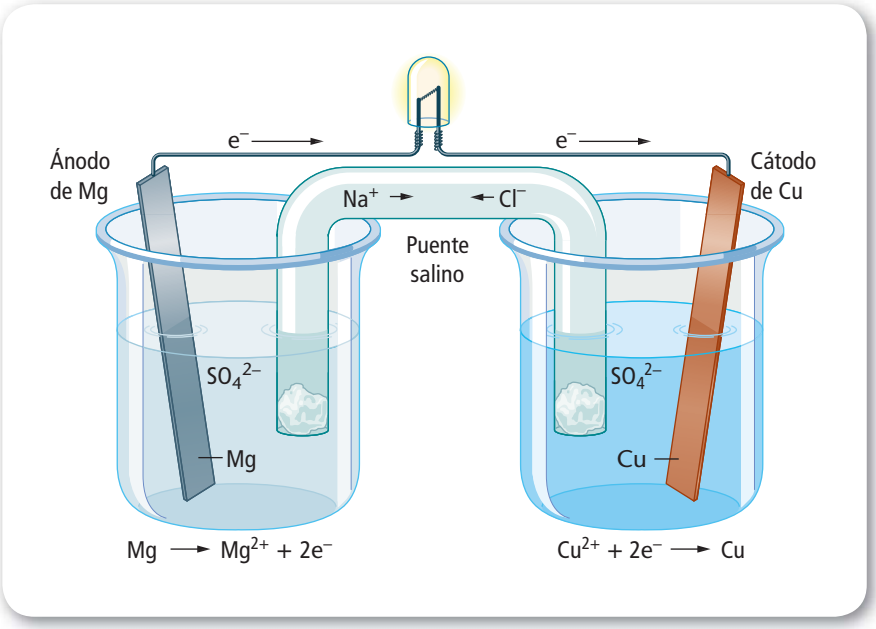


Figura 17.6 Cuando una celda galvánica simple hace trabajo útil, se le denomina batería. Si el circuito externo se conecta por medio de un alambre, los electrones fluyen desde la tira de magnesio donde ocurre la oxidación, a través de LED, hacia la superficie de la tira de cobre, donde se efectúa la reducción de los iones Cu^{2+}. El voltaje empuja los electrones a través del LED y hace que se encienda.

Concepts in Motion

Interactive Figure Visita glencoe.com para ver una figura animada de una celda galvánica.

Finalización de la reacción Se puede hacer trabajo útil si el voltímetro se sustituye por alambres que conectan la celda galvánica a una bombilla. En la **figura 17.6**, los alambres conectan la celda a una fuente de luz que requiere poco voltaje, un diodo emisor de luz (LED, por sus siglas en inglés). Si el circuito de la celda se completa, el LED se enciende y muestra que la celda realiza trabajo útil. Con el tiempo, la luz se apagará. ¿Por qué la iluminación no permanece indefinidamente? En algún momento, todo el magnesio del ánodo terminará por oxidarse, con lo cual la capacidad de la batería se satura, el magnesio se acaba y, si no hay electrodo, no puede haber celda.

Baterías

Aunque la celda galvánica de magnesio y cobre que se muestra en la **figura 17.4** puede hacer trabajo útil, no es algo que te gustaría llevar a un campamento. Las soluciones podrían derramarse, el vidrio se puede romper y la capacidad de la batería es limitada. Por suerte, los científicos han desarrollado baterías mejores que son más pequeñas, ligeras, con más potencia y de larga duración.

En la **figura 17.7** se muestran diversos tipos de baterías comunes. Ya se han desarrollado baterías experimentales que son tan delgadas como una hoja de papel. Y, aunque pudieras creer que las baterías siempre tienen que estar hechas de metal y ácidos, algunas baterías del futuro podrían estar compuestas por microorganismos que usan la energía del azúcar para generar electricidad. De hecho, ya se ha desarrollado una celda viva de combustible que algún día podría utilizarse para dar energía a un automóvil, hasta por 15 millas por cada dos libras de azúcar.

¿Cómo se diseñan las baterías? Mientras más separados estén dos de los metales de la **tabla 17.1**, más alto será el voltaje de la batería construida con ellos. Si quisieras hacer una batería para encender tu radio, podrías elegir los metales que estén más separados en la tabla. Un centavo de cobre con un clavo de hierro producirá un voltaje mayor que el de un centavo con un trozo de níquel, porque en la tabla el cobre está más separado del hierro que del níquel.

Figura 17.7 Las baterías modernas tienen muchas formas, tamaños y potencias. Cada tipo de batería sirve para un fin distinto.

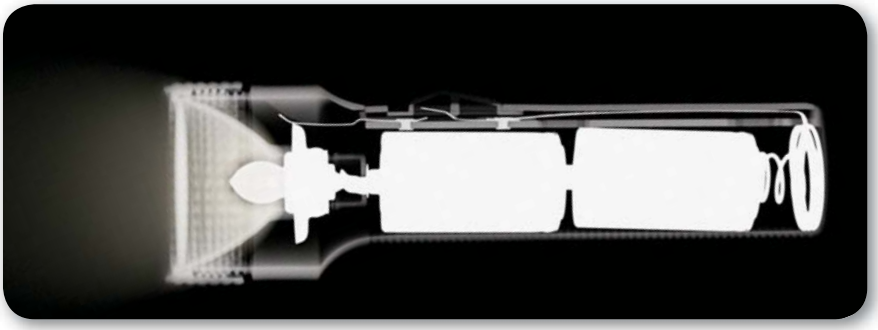


Figura 17.8 Esta fotografía de rayos X muestra el circuito completo dentro de una linterna. Cuando la linterna se prende, los contactos de metal que están situados en la parte de arriba de la imagen, se desplazan hacia adelante y golpean la cubierta metálica que está alrededor del bulbo. Esto completa la trayectoria para que los electrones puedan fluir desde la terminal negativa de las baterías, hacia el bulbo y hasta las terminales positivas.

Aunque el término *batería* por lo general se refiere a varias celdas galvánicas conectadas en serie, algunas baterías sólo tienen una de estas celdas. Otras baterías pueden tener doce o más celdas. Cuando pones una batería en una lámpara de luz intermitente, una radio o un reproductor de CD, estás completando el circuito eléctrico de la celda o celdas galvánicas y proporcionas una vía para el flujo de electrones que sale desde el agente reductor (el sitio de oxidación) hacia el agente oxidante (el sitio de la reducción). La **figura 17.8** muestra los contactos de las baterías dentro de una linterna. Cuando la linterna se prende, los contactos completan el circuito, y comienza la reacción redox espontánea.

Las baterías más potentes tienen incorporados agentes oxidantes y reductores fuertes para poder generar la diferencia de potencial más grande posible. Sin embargo, esos agentes no siempre son seguros, convenientes o económicos. Para que una celda que tenga una diferencia de potencial relativamente pequeña pueda generar un voltaje grande, se pueden conectar en serie varias de estas celdas, como se ilustra en la **figura 17.9**.

En la **figura 17.9**, la terminal positiva de una celda, o de un limón, en este caso, se conecta con la terminal negativa de la siguiente celda. Las baterías tipo D que se muestran en la linterna de la **figura 17.8** también están conectadas en serie. Tanto para los limones como para las baterías de la linterna, el voltaje total es la suma de los voltajes de cada una de las celdas.

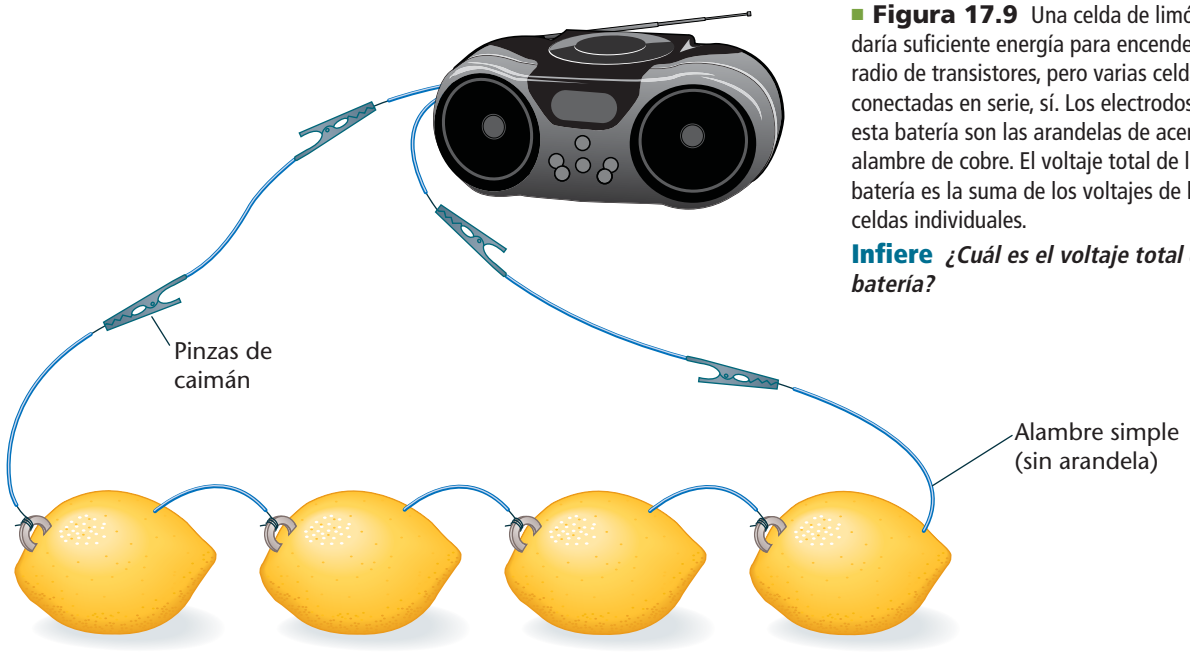


Figura 17.9 Una celda de limón no daría suficiente energía para encender un radio de transistores, pero varias celdas conectadas en serie, sí. Los electrodos de esta batería son las arandelas de acero y el alambre de cobre. El voltaje total de la batería es la suma de los voltajes de las celdas individuales.

Infiere ***¿Cuál es el voltaje total de la batería?***

QUIMILAB

OXIDACIÓN-REDUCCIÓN Y LAS CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Contexto

Las reacciones redox implican la pérdida y ganancia de electrones. Al separar el proceso de oxidación del proceso de reducción y conectarlos eléctricamente por medio de un circuito externo, es posible utilizar muchas reacciones redox espontáneas para producir un potencial eléctrico y una corriente eléctrica. Los aparatos que realizan estas funciones se llaman celdas electroquímicas. En este QuimiLab vas a investigar una reacción redox y utilizarla para construir una celda electroquímica.

Pregunta

¿Cómo se puede utilizar una reacción redox espontánea para construir una celda electroquímica?

Objetivos

- **Observar** una reacción de oxidación-reducción simple.
- **Relacionar** la reacción con las tendencias de oxidación de los reactivos.
- **Utilizar** la reacción para construir una celda electroquímica que pueda hacer funcionar aparatos eléctricos.

Preparación

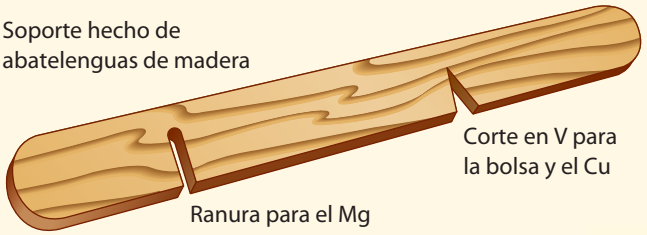
Materiales

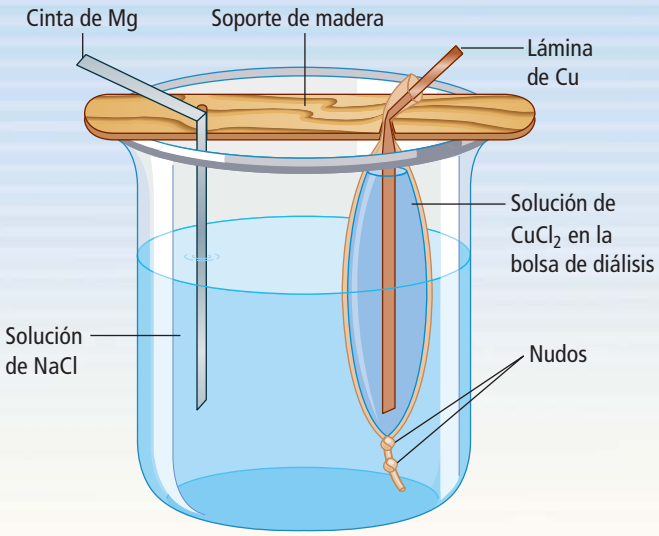
soporte hecho con un abatelenguas, con un corte en V y una ranura
bolsa de diálisis de 25 mm de diámetro plano y 15 cm de longitud
cinta de magnesio de 10 cm de longitud
cinta de magnesio de 1 cm de longitud
lámina de cobre (una tira de 10 × 1 cm)
lámina de cobre (una pieza de 1 × 2 mm)
regla para medir
vaso de precipitados de 250 mL
2 tubos de ensayo de 10 × 100 mm
2 cables conectores con pinzas de caimán
voltímetro CD con escala de 2 o 3 V
foco de una linterna que funcione con 2 baterías AAA
radio de transistores de 9 V
solución de cloruro de sodio (NaCl), 0.5*M*
solución de cloruro de cobre(II) ($CuCl_2$), 0.5*M*
solución de cloruro de magnesio ($MgCl_2$), 0.1*M*

Medidas de seguridad

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Remoja el tubo de diálisis en agua corriente durante unos diez minutos mientras terminas los pasos 3 y 4. Haz dos nudos cerca de uno de los extremos de la bolsa, y abre el otro extremo frotando la bolsa con las manos.
3. Coloca una pequeña cantidad de solución de cloruro de cobre(II) en un tubo de ensayo de 10 × 100 mm, y sumerge la cinta de magnesio de 1 cm de longitud en la solución. Observa el sistema durante un minuto y anota tus observaciones en una tabla de datos similar a la de Datos y observaciones. Vierte la solución al drenaje y desecha la cinta de magnesio en el cesto de basura.
4. Repite el paso 3 con la solución de cloruro de magnesio y la pequeña pieza de hoja de cobre.
5. Vierte la solución de cloruro de cobre(II) en el extremo abierto de la bolsa de diálisis hasta que cubra unos 6 a 8 cm, y luego inserta la tira de hoja de cobre. Desliza la orilla de la bolsa y la tira de cobre a través del corte en V en el abatelenguas como se muestra enseguida. Usa el soporte hecho con el abatelenguas, para suspender la bolsa en el vaso de precipitados.





6. Desliza la cinta de magnesio en el otro corte del abatelenguas, como se muestra antes.
7. Coloca unos 200 mL de solución de cloruro de sodio en el vaso de precipitados.
8. Conecta los cables conectores a las piezas de cobre y magnesio, y conecta los cables al voltímetro CD, de forma que el cable del electrodo del Cu quede conectado a la terminal 1 y el cable del electrodo de Mg a la terminal 2. Lee la diferencia de potencial, o voltaje, y anótalo.
9. Coopera con otros grupos del laboratorio de la siguiente manera para encender el foco y operar el radio de transistores. El foco de la linterna requiere de un voltaje de unos 3 V, y el radio de un voltaje de unos 9 V. Conecta tu celda electroquímica en serie (el cobre con el magnesio) para suministrar los voltajes necesarios. **PRECAUCIÓN:** ***Asegúrate de conectar tus celdas a las terminales de la batería del radio con la polaridad correcta.*** Al conectarse en serie, los voltajes se suman; por ejemplo, cinco celdas de 2 V en serie producen un voltaje de 10 V. A estas combinaciones de celdas electroquímicas se les denomina baterías.
10. Desarma tu celda, observa las piezas de cobre y magnesio y anota tus observaciones. Enjuaga estas piezas y deséchalas según las instrucciones de tu profesor.

Datos y observaciones

Tabla de datos

	Datos y observaciones
$Mg - Cu^{2+}$	
$Cu - Mg^{2+}$	
Voltaje	
Piezas de Cu y Mg	

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta** Escribe la ecuación balanceada de la reacción de desplazamiento sencillo entre el magnesio y el cloruro de cobre(II) que ocurrió en el paso 3. ¿Qué elemento metálico, Cu o Mg, tiene mayor tendencia a perder electrones (o potencial de oxidación)?
2. **Relaciona los conceptos** En una celda electroquímica, la oxidación sucede en el ánodo y la reducción en el cátodo. ¿Cuál metal fue el ánodo y cuál el cátodo? Escribe las ecuaciones de las semirreacciones.

Aplicación y evaluación

1. **Aplica** Cuando se utiliza una celda electroquímica para operar un artefacto eléctrico, ¿en qué dirección se mueven los electrones en el circuito externo?

CONTINÚA INDAGANDO

Infiere ¿Es posible construir una celda electroquímica donde el plomo sea el ánodo y el litio el cátodo?

■ **Figura 17.10** Una batería D estándar aparece completa y otra partida por la mitad para mostrar la estructura de la celda seca de carbón y zinc. Debajo de la cubierta externa de papel hay un cilindro de zinc. El zinc sirve como ánodo y se oxidará en la reacción redox. La barra de carbón (grafito) en el centro del cilindro, rodeada de una pasta húmeda y negra hecha de óxido de manganeso(IV) (MnO_2) y negro de humo, funciona como cátodo. El cloruro de amonio (NH_4Cl) y el cloruro de zinc ($ZnCl_2$) sirven como electrólitos. Las baterías alcalinas contienen hidróxido de potasio (KOH) en lugar del electrólito de cloruro de amonio, y mantienen un alto voltaje por mucho más tiempo.

Celda seca de carbono y zinc

Cada vez que pones dos o más baterías D en una linterna, las estás conectando en serie. Las baterías tienen que colocarse en el orden correcto para que los electrones fluyan a través de ambas celdas. Estas baterías, relativamente baratas, son celdas galvánicas de carbono y zinc y vienen en varios tipos, como las estándar, las resistentes y las alcalinas. Este tipo de batería se conoce también como batería de celda seca porque contiene una pasta semisólida en lugar de la solución acuosa de un electrólito. Observa la parte interna de la batería de carbono y zinc que se ilustra en la **figura 17.10** y trata de localizar las partes de la celda galvánica que tiene.

¿Qué falta en esta celda galvánica? Observa que el circuito no está completo, así que los electrones que se producen en el cilindro de zinc no tienen un conductor externo a través del cual vayan hacia el carbono. Esto se hace así sobre diseño, y no es un defecto de la batería. El circuito estará completo cuando la batería se coloque en algo diseñado para funcionar con ella, como la linterna que se muestra en la **figura 17.8**. Cuando se enciende la linterna comienza la reacción redox. Los electrones viajan por la parte externa del cilindro de zinc hacia una pieza de metal construida dentro de la linterna. Ahí, viajan a través del foco, lo que genera luz. Después, los electrones entran nuevamente en la batería por la parte de arriba, bajan por la barra de grafito y llegan a la pasta negra, donde participan en la reacción de reducción.

Las reacciones de la celda seca de carbono y zinc La corriente de electrones que fluye desde el cilindro de zinc a través de los circuitos eléctricos de un aparato y regresa a las baterías, proporciona la electricidad necesaria para encender una linterna, una radio, un reproductor de CD, un juguete, un reloj y otros artículos. Cuando los electrones abandonan el cilindro, el zinc metálico (Zn) se oxida.

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

Las reacciones que se producen en la barra de grafito y la pasta son mucho más complejas, pero una reducción importante que se lleva a cabo es la del paso del manganeso a óxido de manganeso(IV) (MnO_2). En esta reacción, el número de oxidación del manganeso se reduce de 4+ a 3+.

$$2MnO_2 + H_2O + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_3 + 2OH^-$$

Al sumar las dos semirreacciones se obtiene la reacción redox principal que se realiza en una celda seca de carbono y zinc.

$$Zn + 2MnO_2 + H_2O \longrightarrow Zn^{2+} + Mn_2O_3 + 2OH^-$$

CÓMO FUNCIONA

El marcapasos: una ayuda para el corazón

Tu corazón está hecho de tejido muscular cardiaco, que se contrae y se relaja continuamente. Estos latidos se deben a impulsos eléctricos que se mueven en trayectorias a través de tu corazón. Un grupo de células especializadas que se encuentran en la pared superior del atrio derecho del corazón (la cámara superior) genera impulsos eléctricos. Si estas células fallan o dejan de funcionar, las trayectorias de los impulsos eléctricos se interrumpen y el corazón deja de latir de manera normal. Un marcapasos es un aparato eléctrico que puede monitorear y corregir los latidos irregulares. ¿Cómo funciona?

1 **Conectores** Los conectores son cables recubiertos con un aislante que acarrean las señales eléctricas entre el corazón y el marcapasos. Un conector se implanta en un vaso sanguíneo y luego se coloca dentro de una cámara del corazón. Los marcapasos pueden usar uno, dos o tres conectores, cada uno en una cámara diferente.

2 **Marcapasos** Cada uno de los conectores se acopla al marcapasos, que contiene una batería, una antena y circuitos de computadora. El marcapasos se implanta bajo la piel, por debajo de la clavícula. Cuando la batería del marcapasos está desgastada o cuando los circuitos fallan, se requiere una nueva cirugía, para reemplazar el marcapasos.

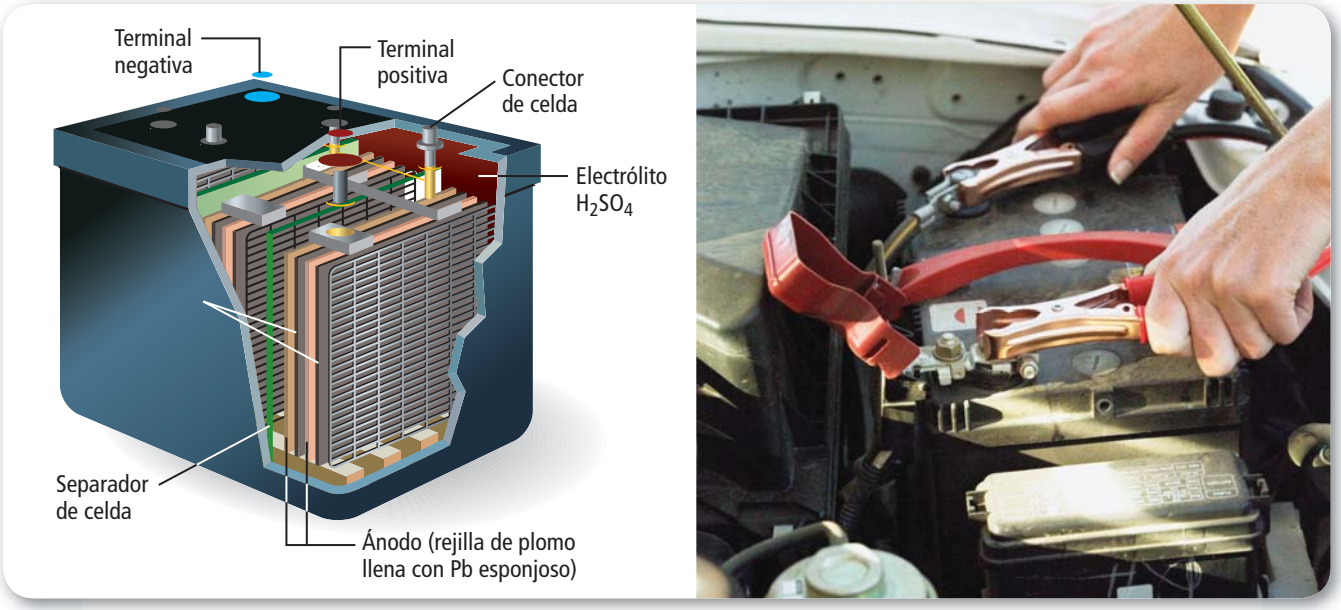
Punta del conector

3 **Batería** La mayoría de los marcapasos usan baterías de litio y yodo. El lítio es el ánodo y el yodo es el cátodo. Estas bterías son ideales para los marcapasos, debido a que duran mucho tiempo (de 5 a 8 años), se desgastan de manera gradual, y no liberan gases.

4 **Función** La punta del conector se inserta dentro del tejido cardiaco, transmite impulsos eléctricos y monitorea los latidos del corazón. Los marcapasos pueden estimular un latido lento, regularizar latidos irregulares, o activar los latidos de un corazón detenido.

Razonamiento crítico

1. **Interpreta** Escribe la ecuación balanceada completa de la reacción del litio con agua. ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Cuál es el agente reductor?
2. **Aplica** ¿Cómo ha cambiado la tecnología médica o tu vida o la vida de algún conocido tuyo?



■ **Figura 17.11** Las baterías de plomo y ácido contienen planchas de plomo y de óxido de plomo(IV). El electrólito es una solución de ácido sulfúrico. Cuando la batería se está usando, el ácido sulfúrico se utiliza y el electrólito se vuelve menos denso. Un automóvil con la batería descargada aún puede arrancar. La electricidad de un segundo automóvil se utiliza para dar el empujón para encender el automóvil, pasando corriente a la batería descargada. Cuando la batería de un automóvil (el acumulador) está agotada, se debe deshechar de manera correcta.

El acumulador de plomo para automóvil

El tipo de batería más común que utilizan los automóviles es un acumulador de plomo y ácido de 12 voltios. Contiene seis celdas de 2 voltios conectadas en serie. Este tipo de batería es durable, suministra una corriente fuerte y puede recargarse. Cuando enciendes la marcha, la batería es la que suministra la electricidad para que el automóvil esté listo para avanzar. También aporta la energía para otras necesidades que no cumple el alternador del automóvil, como el encendido de la radio o de los faros mientras el motor está apagado. Al dejar encendidos los faros o la radio por mucho tiempo con el motor apagado, la batería se descarga porque el motor es el que la recarga mientras el automóvil está en marcha.

Cada celda galvánica del acumulador de plomo y ácido tiene dos electrodos, uno de ellos es una plancha de óxido de plomo(IV), PbO_2, y el otro es plomo metálico esponjoso (Pb), como se muestra en la **figura 17.11**. En cada celda, el plomo metálico se oxida mientras que el óxido de plomo(IV) se reduce. El plomo metálico se oxida y se convierte en iones Pb^{2+} al liberar dos electrones en el ánodo. Los iones Pb^{4+} del óxido de plomo ganan dos electrones y forman iones Pb^{2+} en el cátodo. Los iones Pb^{2+} se combinan con los iones SO_4^{2-} del ácido sulfúrico disociado de la solución electrolítica para formar sulfato de plomo(II), $PbSO_4$, en cada electrodo. Así, la reacción neta que se produce cuando se descarga el acumulador de plomo provoca la formación de sulfato de plomo en ambos electrodos.

$$PbO_2 + Pb + 2H_2SO_4 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$$

Recarga de la batería La reacción que descarga una batería de plomo y ácido es espontánea y no requiere de energía. La reacción contraria, que recarga la batería, no es espontánea y requiere que el alternador del automóvil le suministre energía. Esta energía permite la conversión del sulfato de plomo y agua a óxido de plomo(IV), plomo metálico y ácido sulfúrico. El ácido sulfúrico es corrosivo, así que es importante ser cuidadoso cuando se trabaja con baterías de automóviles.

$$2PbSO_4 + 2H_2O \rightarrow PbO_2 + Pb + 2H_2SO_4$$

CÓMO FUNCIONA

Baterías de nicad recargables

La celda de níquel y cadmio o nicad, que se muestra en la **figura 1**, es una batería de uso común que se puede descargar y recargar más de 500 veces. Estas baterías se utilizan en las calculadoras, herramientas portátiles como el taladro inalámbrico de la **figura 2**, aspiradoras, y cepillos de dientes eléctricos y máquinas de afeitar recargables. Cuando las baterías de nicad se gastan es un problema desecharlas porque el cadmio es tóxico. Las baterías nicad se pueden reciclar, pero el proceso es costoso. Aunque se están desarrollando baterías recargables fabricadas con metales menos tóxicos, no se ha hecho ninguna que pueda soportar una velocidad constante de descarga tan bien como las de nicad.

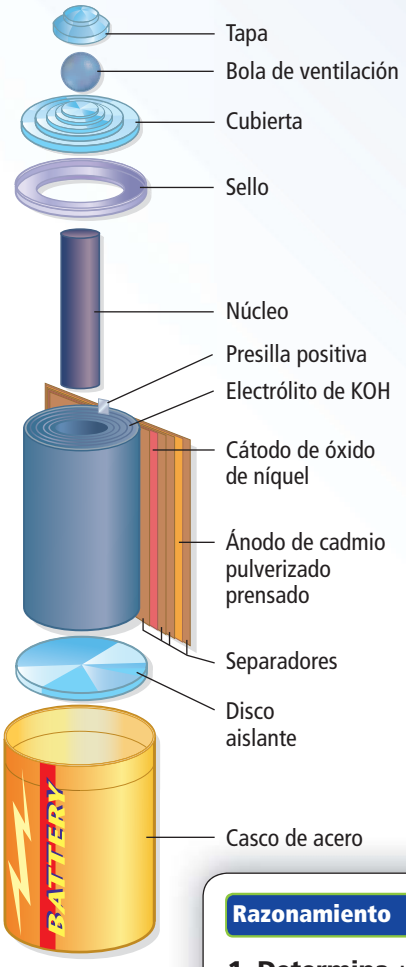
■ **Figura 2** Taladro inalámbrico.

1 Las baterías de nicad nuevas se deben cargar antes de ser usadas.

2 La celda galvánica de nicad tiene ánodos de cadmio, cátodos de óxido de níquel hidratado, y KOH como electrólito. Los electrodos se acomodan en forma de rollo de jalea.

3 En la reacción redox que se produce durante la descarga, el óxido de níquel se reduce en el cátodo, mientras que el cadmio se oxida en el ánodo.

$Cd + NiO \longrightarrow CdO + Ni$



■ **Figura 1** Batería de nicad.

5 Las baterías de nicad no son adecuadas para los aparatos que se quedan mucho tiempo sin activarse —como los detectores de humo, cámaras y lámparas— ya que pierden cerca de 1 por ciento de su carga al día cuando no se usan.

4 La reacción de electrólisis que se lleva a cabo cuando se utiliza una fuente externa de electricidad para recargar la celda es la reacción inversa de la reacción de descarga.

$CdO + Ni \longrightarrow Cd + NiO$

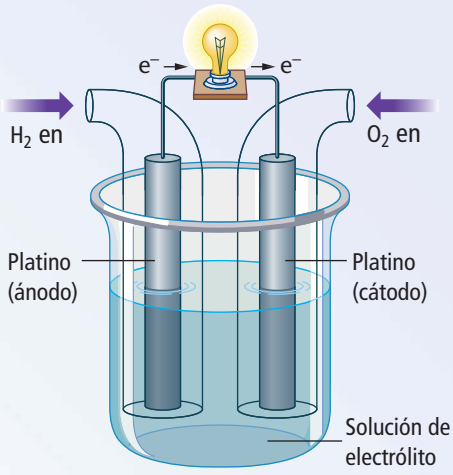
Razonamiento crítico

1. **Determina** ¿Cuáles son las ecuaciones de las semirreacciones de oxidación y de reducción que suceden durante la recarga de una batería de nicad?
2. **Explica** ¿Qué ventaja tendría para el ambiente utilizar baterías de nicad?

CÓMO FUNCIONA

Celda combustible de hidrógeno y oxígeno

Recuerda que la combustión de un combustible es una reacción redox en la cual sus moléculas se oxidan y el oxígeno se reduce para formar un óxido. Por años, los científicos han trabajado para encontrar la forma de separar las reacciones de oxidación y de reducción para que produzcan una corriente eléctrica. La celda más sencilla que funciona con combustible utiliza el hidrógeno gaseoso que se quema para formar agua. Actualmente, las celdas de combustible hidrógeno-oxígeno se emplean para suministrar electricidad a los transbordadores espaciales. Las celdas a base de combustible tienen una ventaja apreciable sobre los acumuladores, y además el agua que se produce durante su operación puede beberse.

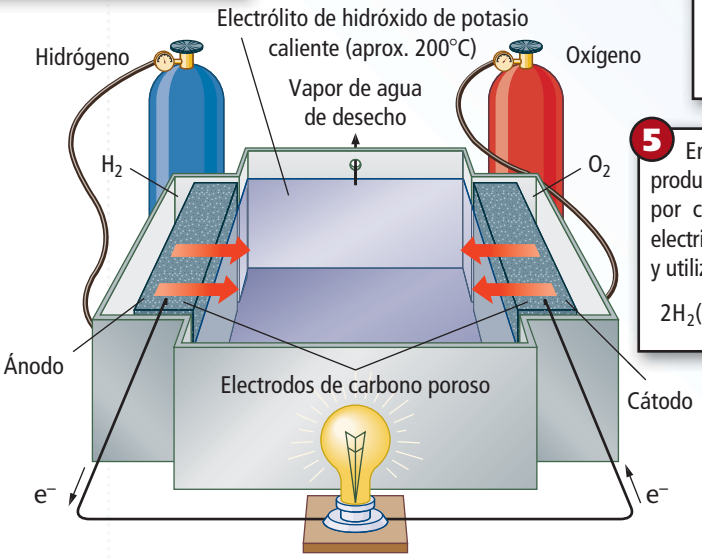


■ **Figura 2** Celda combustible de hidrógeno y oxígeno con electrodos de platino.

1 Una sencilla celda combustible de hidrógeno y oxígeno difiere en dos aspectos importantes de una celda galvánica: los electrodos provienen de un material inerte como el carbono de la **figura 1** y el platino de la **figura 2**, que no reacciona durante el proceso, y los gases hidrógeno y oxígeno se suministran de manera continua.

2 El hidrógeno se suministra al interior de un electrodo colocado en un lado de la celda y el oxígeno se suministra dentro de un electrodo del lado opuesto.

3 El KOH concentrado sirve de electrólito en esta celda.



■ **Figura 1** Celda combustible de hidrógeno y oxígeno.

4 Los electrones que pierden las moléculas de hidrógeno, que se oxida en el ánodo, fluyen a través de un circuito externo a la celda y luego regresan al cátodo, donde se reduce el oxígeno.

5 En la celda de combustible se produce vapor de agua, al convertirse 75 por ciento de la energía química en electricidad. El vapor se puede condensar y utilizar como agua para beber.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g) + \text{energía}$$

6 Si se pueden desarrollar celdas a base de combustibles menos costosas y de mayor duración, algún día se utilizarán para producir electricidad en las plantas de energía.

Razonamiento crítico

1. **Describe** ¿Qué es lo que provoca que los electrones fluyan desde el hidrógeno hacia el oxígeno en una celda con combustible?
2. **Determina** Si las celdas de combustible tienen una eficiencia de aproximadamente 75 por ciento, ¿qué le sucede al resto de la energía potencial?

Automóviles eléctricos

A finales del siglo XIX, la mayoría de los automóviles funcionaban con vapor o con baterías eléctricas, pero en la actualidad casi todos tienen motores de combustión interna que funcionan con gasolina. Regresar al uso de automóviles eléctricos podría ayudar a reducir nuestra dependencia de combustibles fósiles, ocasionar menos contaminación y mayor economía a largo plazo. Sin embargo, tienen varias desventajas, como su alto costo inicial, autonomía limitada, baja velocidad y mucho tiempo de recarga. También presentan problemas para desecharlos, porque el cadmio de las baterías de nicad que se usan en los automóviles eléctricos, es un metal tóxico.

Estas desventajas se eliminarían si se pudiese desarrollar una batería muy barata, con suficiente potencia y bastante segura para un automóvil eléctrico. Dos nuevos tipos experimentales de baterías para estos automóviles prometen ser eficientes. Una de ellas está compuesta por un hidruro metálico y níquel, o batería NiMH. Este tipo de batería es menos tóxica y tiene mayor capacidad de almacenamiento que las baterías que ahora se utilizan en los automóviles eléctricos.

Otra batería experimental es una de litio que utiliza un electrólito acuoso. El litio se oxida con más facilidad que cualquier otro metal, pero tiene la desventaja de tener un uso limitado en las baterías: explota violentamente cuando entra en contacto con el agua. Además, se utiliza en algunas baterías para dar energía a los cables de encendido, pero requieren de un electrólito no acuoso que es muy caro. En la **figura 17.12** se muestra cómo está construida una batería experimental de litio. Esta batería es menos tóxica y probablemente resulte más barata su fabricación que la de las baterías de níquel y cadmio que actualmente se utilizan en los automóviles eléctricos.

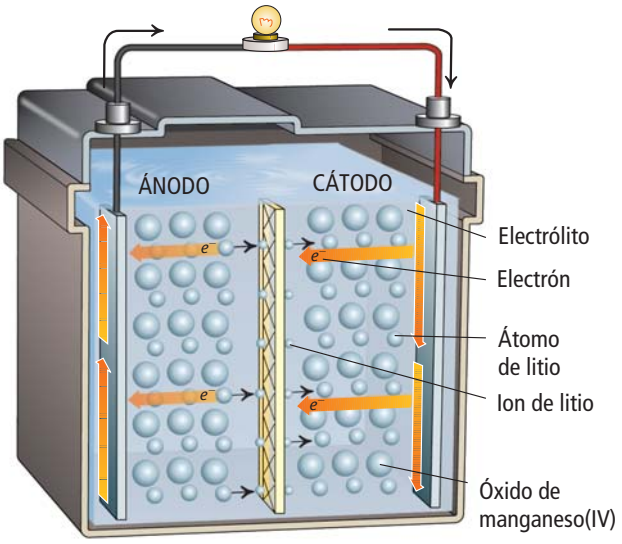


Figura 17.12 ¿Cómo es posible que una batería de litio tenga un electrólito acuoso? Esta nueva batería está construida en dos compartimentos que evitan que el litio metálico reaccione con el agua. En el primer compartimento, el litio está en forma de átomos individuales embebidos en un material como óxido de manganeso(IV), en lugar de estar como metal sólido. En el segundo compartimento, el electrólito está lleno de sales disueltas de litio, por lo que los iones litio que se generan se desplazan hacia el sitio de la reducción sin reaccionar con agua.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con celdas galvánicas, revisa los problemas adicionales de la página 835.

Sección 17.1 Evaluación

Resumen de la sección

- La diferencia de potencial entre dos sustancias es la medida de la tendencia que tienen los electrones a fluir de una sustancia a otra.
- Una celda galvánica es un sistema químico que produce una corriente eléctrica a través de una reacción redox espontánea.
- Las baterías contienen una o más celdas galvánicas.

1. Idea PRINCIPAL Describe el movimiento de los electrones en una celda galvánica.

2. Dibuja un diagrama de una celda galvánica simple.

3. Compara una batería de carbono y zinc con un acumulador de plomo y ácido.

4. Analiza Una pieza de cobre metálico se coloca en una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) 1*M*.

a) Usa la **tabla 17.1** para predecir cuál metal se reducirá y cuál se oxidará.
b) Escribe una ecuación para la reacción redox total que ocurre. PISTA: se forma Cu^{2+}.
c) ¿Este sistema es una celda galvánica? Explica tu respuesta.

5. Explica por qué una celda seca no puede estar realmente seca.

Sección 17.2

Objetivos

- **Explicar** cómo se puede inducir una reacción redox no espontánea durante la electrólisis.
- **Relacionar** el movimiento de cargas a través de una celda electrolítica con las reacciones químicas que ahí ocurren.
- **Aplicar** los principios de la electrólisis en sus diversos usos como son la síntesis química, la refinación, el laminado y la limpieza.

Revisión de vocabulario

voltaje: diferencia de potencial eléctrico, expresado en unidades de volts

Vocabulario nuevo

electrólisis
celda electrolítica

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre celdas galvánicas y electrolíticas, visita glencoe.com

Electrólisis: química a partir de electricidad

Idea PRINCIPAL En la electrólisis, una fuente de poder causa que dentro de las celdas electroquímicas se lleven a cabo reacciones no espontáneas.

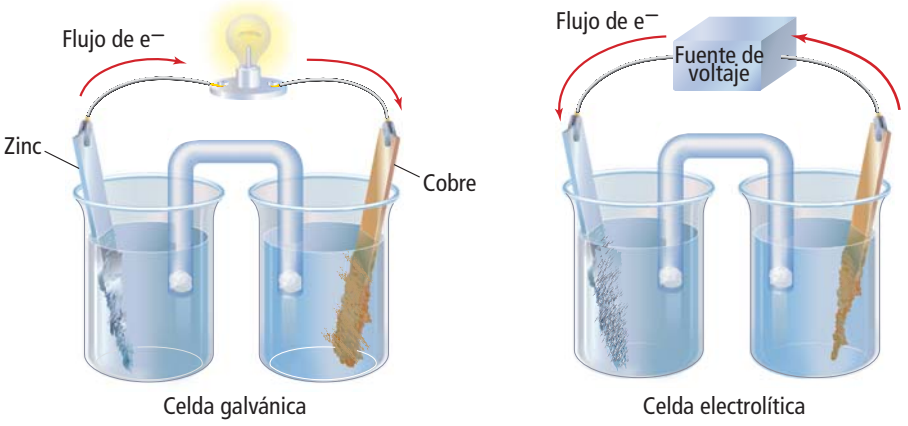
Vínculo con el mundo real Cuando conduces una bicicleta cuesta abajo de una colina, no tienes que hacer ningún trabajo. ¿Qué sucede cuando tienes que conducir una bicicleta cuesta arriba? Tienes que suministrar una gran cantidad de energía cuando pedaleas. Las reacciones redox contrarias a las reacciones espontáneas son similares a conducir una bicicleta cuesta arriba.

Reacciones redox contrarias

Cuando una batería genera corriente eléctrica, los electrones que se liberan en el ánodo fluyen a través de un circuito externo hacia el cátodo. Algunos tipos de baterías se pueden recargar si se hace pasar corriente eléctrica a través de ellas, en dirección opuesta. Por ejemplo, conectar un teléfono celular a su cargador y el cargador al enchufe de la pared, hace que fluya corriente a través del teléfono, para cargar su batería. Cargar una batería es el proceso contrario a descargarla.

En la **figura 17.13** se comparan estos dos procesos contrarios. Ya te has familiarizado con un tipo de celda electroquímica: la celda galvánica. En ella, una reacción redox espontánea causa que los electrones pasen a través de un cable y hagan trabajo. El segundo tipo de celda que se muestra en la **figura 17.13** ilustra la electrólisis. La **electrólisis** es el proceso en el que se usa energía eléctrica para hacer que sucedan reacciones químicas no espontáneas. La electrólisis se lleva a cabo en un segundo tipo de celda electroquímica, llamada **celda electrolítica**.

En la celda electrolítica que se muestra en la **figura 17.13**, la caja rotulada como *fuente de voltaje* representa la fuente de energía que se necesita para hacer que suceda la reacción no espontánea. Por ejemplo, podría ser el enchufe al cual conectas el celular o, de forma más precisa, la planta eléctrica que abastece de electricidad al enchufe. Recuerda que las reacciones en celdas electrolíticas no son espontáneas,



■ **Figura 17.13** Hay dos tipos esenciales de celdas electroquímicas: las celdas galvánicas y las celdas electrolíticas. La celda electroquímica de zinc y cobre puede ser una celda galvánica o una celda electrolítica.

Infiere ***En cada uno de los tipos de celdas electroquímicas, ¿cuál es el metal que se oxida y cuál es el que se reduce?***

y que requieren de una fuente externa de energía para que funcionen.

Electrólisis

Como puedes ver en la **figura 17.13**, una celda electroquímica es un dispositivo que usa una reacción redox para producir energía eléctrica, o que usa energía eléctrica para generar una reacción química. Poco después de la invención de Volta de la primera celda electroquímica, el químico británico Humphry Davy construyó una celda que utilizó para conducir electricidad a través de sales fundidas.

El ánodo y el cátodo durante la electrólisis Durante la electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido realizada por Davy, los iones sodio (Na^+) se redujeron a sodio metálico (Na) en el cátodo. La oxidación de los iones cloruro (Cl^-) a cloro gaseoso (Cl_2) se produjo en el ánodo. Esto concuerda con la definición del cátodo y del ánodo que se proporcionó cuando se estudiaron las celdas galvánicas: la reducción ocurre en el cátodo y la oxidación ocurre en el ánodo.

Sin embargo, los electrodos de los dos tipos de celdas, no son idénticos. Por ejemplo, en una celda galvánica, los electrones se generan en el ánodo y fluyen espontáneamente hacia el cátodo. Debido a que los electrones tienen una carga negativa, el ánodo de una celda galvánica es negativo relativo al cátodo, que es positivo. En una celda electrolítica la situación es la opuesta: los electrones se alejan del ánodo. El ánodo es positivo con respecto al cátodo, que es negativo.

Las semirreacciones de la electrólisis del cloruro de sodio fundido son las siguientes.

$$2Na^+(l) + 2e^- \longrightarrow 2Na(l) \text{ y}$$
$$2Cl^-(l) \longrightarrow Cl_2(g) + 2e^-$$

Cuando se combinan las ecuaciones de las dos semirreacciones, la ecuación para la reacción completa se puede escribir como sigue.

$$2Na^+(l) + 2Cl^-(l) \longrightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$$

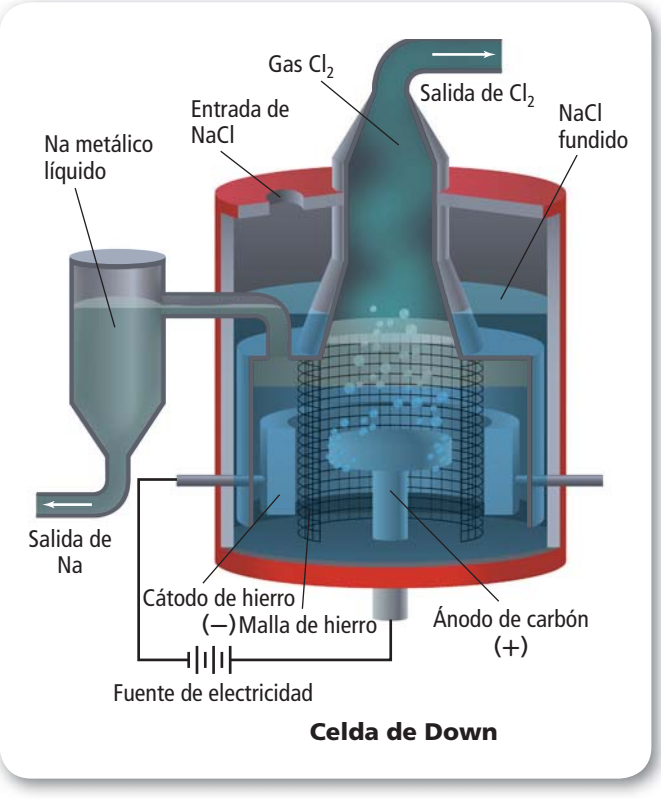
La **figura 17.14** muestra la electrólisis comercial moderna de sal de roca fundida. Esta sal es cloruro de sodio, NaCl. En este proceso se produce sodio metálico puro y gas cloro.

La electrólisis y los nuevos elementos Así fue como Davy descubrió varios elementos a principios de 1807. Después de liberar potasio metálico purificado del hidróxido de potasio, sólo tardó un año para producir magnesio, estroncio, bario y calcio. En 1800 se habían

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Figura 17.14 En una celda de Downs, los electrones suministrados por un generador se usan para reducir a los iones sodio. Conforme los electrones se retiran del ánodo, los iones cloruro se oxidan para formar cloro gaseoso.

Explica *¿Cuál es el papel de la malla de hierro?*



Celda de Down

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Electrólisis
proviene de la palabra latina *electricus,* que significa *que implica electricidad*, y la palabra griega *lytikos,* que significa *separar*.

aislado menos de 30 elementos, mientras que en 1850 ya se conocían más de 50. La mayoría de estos nuevos elementos se aislaron por medio de electrólisis.

El proceso de electrólisis El proceso de electrólisis ocurre cuando los electrones se transfieren a los electrodos de metal y los iones o átomos de las superficies de los electrodos. En el líquido, la carga la conducen los iones, como Na^+ y Cl^- de la sal fundida. Por supuesto, los iones también tienen electrones, pero éstos están retenidos fuertemente por los iones individuales. Los iones pueden conducir una corriente a través de un líquido sólo cuando se mueven a través de él. Este tipo de conducción se llama conducción electrolítica. Por ejemplo, en la electrólisis del NaCl fundido, los iones Na^+ se mueven hacia el cátodo, que está cargado negativamente. Los aniones negativos, los iones Cl^-, se mueven hacia el ánodo, que está cargado positivamente.

En el cátodo ¿Qué sucede cuando los iones en movimiento llegan a la superficie del electrodo? Si los electrodos son inertes, es decir, que no reaccionan químicamente con los iones de la solución, sólo entonces se producirá la transferencia de electrones en los electrodos. Los electrones son bombeados desde la batería hacia el cátodo, donde tendrá lugar la reducción. En el cátodo, el ion que reacciona es el que más fácilmente reacciona con los electrones. En el NaCl fundido, tanto el Na^+ como el Cl^- se encuentran presentes en el líquido cerca de la superficie del cátodo. El Na^+ acepta electrones con más facilidad, así que cada catión Na^+ gana un electrón y se reduce a sodio metálico.

En el ánodo En el ánodo, los electrones se transfieren desde el ion que más fácilmente los cede, al ánodo. En este caso, el Cl^- es el que retiene sus electrones con menos fuerza, así que cada anión Cl^- pierde un electrón y se oxida a un átomo de cloro. Luego, los átomos de cloro se combinan para formar moléculas de Cl_2. Los electrones liberados por los iones cloruro fluyen a través del circuito externo hacia la batería y son reciclados hacia el cátodo, donde continúan la reacción de reducción.

MiniLab 17.2

Electrólisis

¿Cómo puede una corriente de una batería de 9 V producir cambios químicos en una celda electrolítica simple?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Coloca unos 200 mL de **sulfato de cobre(II) 0.5*M*** en un **vaso de precipitados de 250 mL**.
3. Utiliza c**onexiones de cables con pinzas de caimán** para unir dos **puntillas de lapicero de 4 pulgadas** (de grafito, no de plomo) a las terminales de una **batería de 9V**.
4. Sumerge las puntillas de lapicero en la solución de sulfato de cobre(II). Asegúrate de que las puntillas queden lo más separadas posible.
5. Observa las reacciones que se producen en las puntillas de lapicero durante unos cinco minutos. Anota tus observaciones, incluyendo las polaridades (+ y –) de las puntillas.

Análisis

1. **Describe** la reacción que ocurre en el electrodo positivo —el ánodo— de la celda electrolítica. Escribe la ecuación de la reacción de oxidación.
2. **Describe** qué reacción ocurre en el electrodo negativo, el cátodo. Escribe la ecuación de la reacción de reducción.
3. **Explica** cómo usarías una celda electrolítica para platear una cuchara de hierro.

Ya que sólo los electrones que se encuentran disponibles en el cátodo son acarreados hacia el ánodo, el proceso de reducción en el cátodo siempre es acompañado por un proceso de oxidación en el ánodo. La carga transferida en los dos electrodos debe estar perfectamente balanceada porque, igual que en la reacción de reducción, el líquido y su contenido siempre deben permanecer eléctricamente neutros. Así, en una celda electrolítica, el resultado final de los dos procesos de electrólisis es una reacción redox balanceada, aunque las dos semirreacciones se lleven a cabo en diferentes sitios.

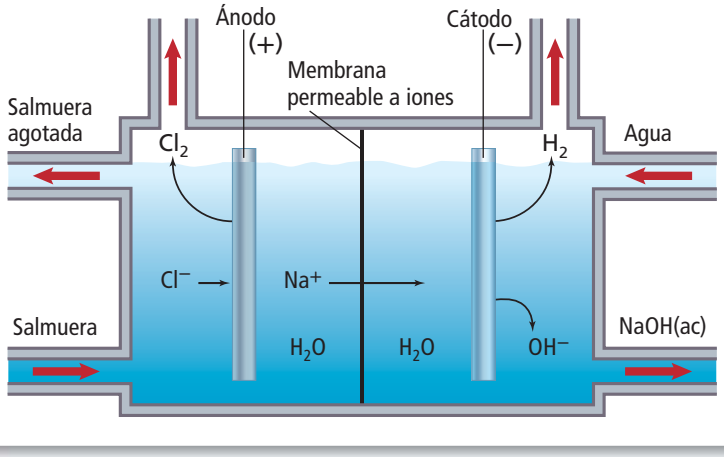
Producción de sustancias químicas por electrólisis Durante la electrólisis del cloruro de sodio fundido, se puede utilizar una reacción redox que se lleve a cabo en una celda electrolítica para formar sustancias químicas comercialmente importantes. Ya que la electrólisis consume gran cantidad de energía cuando se lleva a cabo a un nivel comercial, muchas de las compañías que utilizan este proceso se han establecido en lugares donde la energía eléctrica es de bajo costo. La abundancia de energía hidroeléctrica disponible en las Cataratas del Niágara ha provocado que el estado de Nueva York sea un destacado asentamiento de las compañías que utilizan la electrólisis.

Uno de los procesos electrolíticos comerciales que se llevan a cabo en esta área es la electrólisis de soluciones de sal de roca para producir cloro, hidrógeno e hidróxido de sodio. El cambio global que ocurre en este proceso es una reacción redox así como una reacción de sustitución.

$$2NaCl(ac) + 2H_2O(l) \longrightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2NaOH(ac)$$

¿Qué diferencia hay entre la electrólisis de una solución de cloruro de sodio de la electrólisis del cloruro de sodio fundido? En el NaCl fundido, los únicos iones presentes son Na^+ y Cl^-. ¿Qué iones están presentes en una solución acuosa de sal de roca? Recuerda que el agua se disocia ligeramente y forma iones H^+ y OH^-. Por tanto, una solución de sal de roca contiene iones Na^+, H^+, Cl^- y OH^-. En la **figura 17.15** se muestra la electrólisis de la salmuera. Compara la **figura 17.15** con la **figura 17.14**, que muestra la electrólisis del NaCl fundido.

En el ánodo En el ánodo, los iones cloruro pierden electrones con mayor facilidad que los otros iones presentes, igual que en la electrólisis de sal de roca fundida. Esta oxidación produce cloro gaseoso que puede utilizarse para hacer plástico PVC y otros productos para el consumo



■ **Figura 17.15** En la electrólisis de la salmuera (NaCl acuoso), el sodio no es el producto porque el agua se reduce más fácil. El gas cloro se usa para fabricar plástico PVC.

Nombra *la especie que se oxida en la electrólisis de la salmuera.*

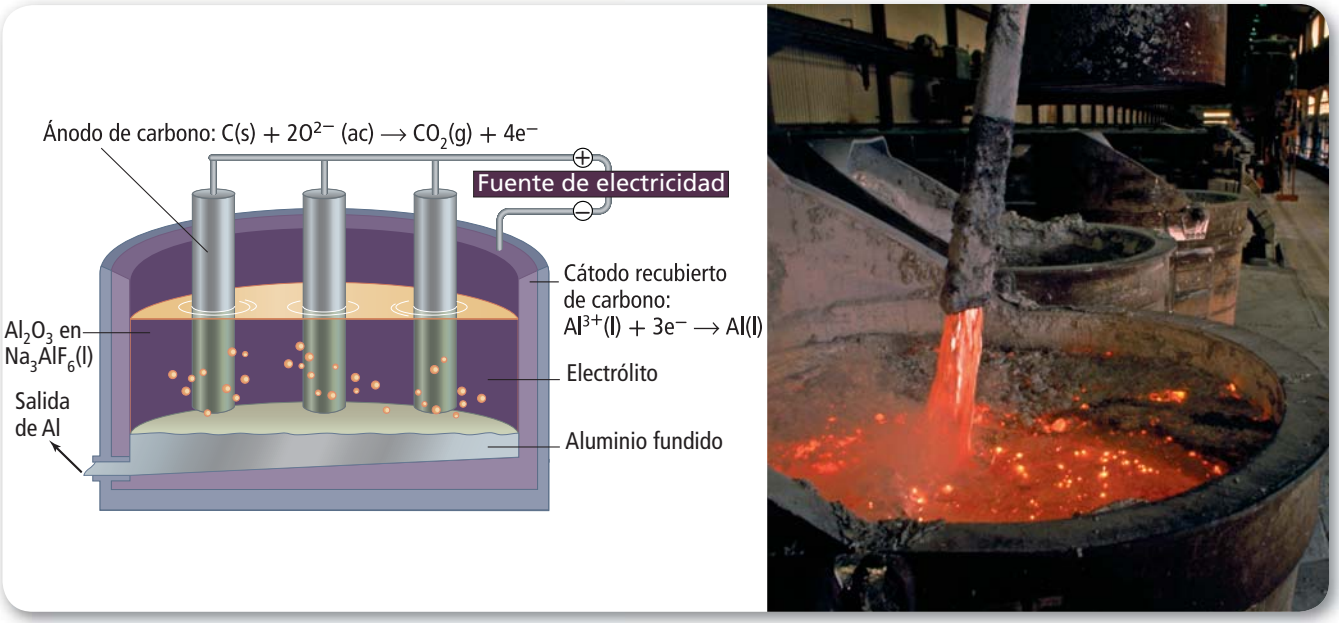
En el cátodo En el cátodo no se lleva a cabo la misma reacción que con la sal fundida. En lugar de ello, los iones H^+ se reducen con mayor facilidad que los iones Na^+, Cl^- u OH^-, por lo que los iones de hidrógeno toman electrones del cátodo y se reducen al transformarse en gas hidrógeno. El hidrógeno se utiliza en los procesos industriales como la hidrogenación catalítica de aceites vegetales para producir margarina. Los iones Na^+ y OH^- quedan disueltos en el agua después de que el proceso de electrólisis ha removido los iones H^+ y Cl^-. Ésta es una solución de hidróxido de sodio (NaOH). El hidróxido de sodio es un compuesto químico importante en el hogar y en la industria.

La transformación electroquímica de una simple solución salina genera tres productos valiosos. Cada uno se puede vender para pagar el costo de la energía eléctrica que se invierte para producirlos, pero aún queda un pequeño sobrante como ganancia del fabricante.

Aplicaciones de la electrólisis

La electrólisis tiene numerosas aplicaciones útiles además de la producción de sustancias químicas. Este proceso también puede utilizarse para purificar los metales de sus minerales, cubrir superficies con metal y purificar el agua contaminada. Las aplicaciones abarcan desde el mundo del arte hasta el de la industria pesada.

Refinación de menas Así como el sodio se puede producir por electrólisis a partir del NaCl fundido, muchos metales se aíslan o refinan de sus menas por medio de electrólisis. En la actualidad, el aluminio es el metal que más se produce por medio de la electrólisis a partir del óxido de aluminio. Primero se calienta el mineral bauxita, se retira el agua y se deja el óxido de aluminio (Al_2O_3). Como el óxido de aluminio puro funde a unos 2 000°C, se añade criolita (Na_3AlF_6), para reducir el punto de fusión a más o menos 1 000°C. Después, el producto de la fusión se coloca en una celda electrolítica de gran tamaño, revestida con carbono, que actúa como el cátodo durante la electrólisis. Los ánodos de carbón de gran tamaño se sumergen en la sal fundida para completar la celda, como se muestra en la **figura 17.16**.



■ **Figura 17.16** El aluminio se refina en fundidores parecidos al que se muestra en el diagrama. Observa que el carbono (grafito) sirve de ánodo y de cátodo al mismo tiempo. Con frecuencia se alimenta la ceda con aluminio reciclado mezclado con aluminio nuevo. El aluminio fundido se retira del fondo de la celda electrolítica, donde se acumula durante el proceso de electrólisis.

La transferencia de electrones ocasiona reacciones químicas complejas durante la electrólisis del Al_2O_3/Na_3AlF_6 fundido, pero las reacciones netas son simples. En el cátodo, los electrones reducen los iones de aluminio a aluminio metálico, que se funde a esta temperatura. En el ánodo, los iones óxido pierden electrones para formar oxígeno. Después, el oxígeno se combina con los ánodos de carbono y se forma dióxido de carbono. Los ánodos de carbono se deben cambiar periódicamente porque se desgastan. La reacción redox completa es la siguiente.

$$2Al_2O_3(s) + 3C(s) \rightarrow 4Al(l) + 3CO_2(g)$$

A este método electrolítico para producir aluminio se le llama proceso de Hall-Héroult porque fue desarrollado simultáneamente por Charles Martin Hall, en Estados Unidos y Paul Héroult, en Francia, en 1886. El aluminio era tan escaso antes de que se desarrollara este proceso que su precio era mayor que el del oro y el de la plata. En la **figura 17.17** se ilustra el valor histórico del aluminio. En la actualidad, se producen mediante este proceso cerca de 10 millones de toneladas métricas de aluminio al año en todo el mundo.

Reciclaje de aluminio El proceso de Hall-Héroult es caro y consume grandes cantidades de energía eléctrica. Al reciclar el aluminio metálico se reducen en parte los costos de la producción de aluminio nuevo por electrólisis. Una buena parte del aluminio de desecho proviene de los recipientes de aluminio desechados, mientras que la energía invertida en la refinación original del mismo se puede ahorrar si el aluminio metálico se funde nuevamente. La **figura 17.18** muestra cómo se funde el aluminio reciclado. Para fabricar latas nuevas de aluminio, a partir de las latas usadas, sólo se utiliza cerca de 7 por ciento de la energía total necesaria si se hicieran del mineral de aluminio.

■ **Figura 17.17** El ápice del Monumento a Washington es una pirámide de 2.8 kg de aluminio. El ápice se colocó en 1884, dos años antes del desarrollo del proceso Hall-Héroult, cuando el aluminio era todavía un metal raro y caro.

■ **Figura 17.18** El reciclaje de aluminio es una fuente relativamente barata de este metal. Actualmente, en Estados Unidos se recicla 60 por ciento de las latas de aluminio que se utilizan para bebidas. Una vez recolectadas, se funden en un horno para obtener aluminio, que se moldea en nuevos productos.

Del mineral de cobre al cable

Es difícil imaginar la vida sin muchos de los metales comunes que se emplean en esta época. El cobre, por ejemplo, se utiliza mucho para hacer las sartenes y ollas de tu cocina, en los serpentines de enfriamiento de los sistemas de aire acondicionado, y en algunas de las monedas que traes en el bolsillo. Aún más importante, el cobre es el metal que más se usa en el cableado eléctrico de oficinas, casas y automóviles, debido a su buena conductividad y bajo costo. ¿Cómo se obtiene el cobre de los minerales para hacer los cables?

El uso del cobre se remonta en la historia a más de 10 000 años atrás. En tiempos de los romanos, una buena parte del cobre se obtenía en la isla de Chipre, por lo que se le llamaba cyprium. Este término fue luego acortado a la palabra, cuprum, de donde se deriva la palabra en español cobre. En el año 3000 a.C., en muchas civilizaciones se utilizaban los procesos metalúrgicos de martilleo, recocido, oxidación y reducción, fundición, aleación y eliminación de impurezas. Sin embargo, con estos procedimientos sólo podían producir muy poca cantidad de cobre. La producción en gran escala fue posible sólo cuando se desarrollaron los hornos y técnicas de laminado modernos.

1. Minería

El cobre puede encontrarse como metal libre en muchos lugares del mundo. Sin embargo, la mayor parte de este elemento se encuentra como $CuFeS_2$ (calcopirita), Cu_2S (calcocita) y Cu_2O (covelita). Los minerales generalmente se extraen de la superficie, como se muestra en la **figura 1**, y se muelen hasta hacerlos polvo.

2. Enriquecimiento de los minerales

Debido a que cada mineral de cobre contiene sólo entre 0.40 y 12 por ciento del metal, el mineral se debe concentrar mediante el proceso de flotación, que se muestra en la **figura 2**. Para ello se mezcla un agente espumante como aceite de pino con el mineral de cobre molido, y se le inyecta aire para espumar la mezcla. Como los minerales de cobre son hidrofóbicos (no se humedecen con el agua), los sulfuros de hierro y cobre se adhieren al aceite y flotan en la superficie, de donde pueden removerse continuamente, aumentando la concentración de cobre entre 20 y 40 por ciento.

Figura 1 Superficie de una mina de oro.

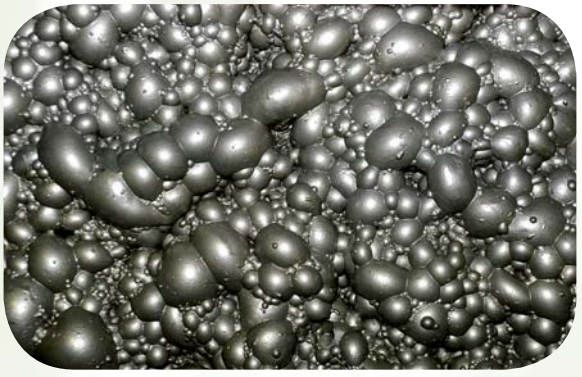


Figura 2 Los sulfuros de cobre y hierro forman burbujas que suben hasta la superficie, de donde se retiran.

3. Tostado

Para preparar el cobre metálico se debe tostar el mineral con oxígeno para convertir los sulfuros metálicos en óxidos metálicos, lo que hace que se elimine una parte del azufre como óxido de azufre. En la mezcla casi siempre están presentes el hierro y el cobre.

$$2Cu_2S(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Cu_2O(s) + 2SO_2(g)$$

$$2FeS(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2FeO(s) + 2SO_2(g)$$

4. Fundido

Para fundir los óxidos de cobre y de hierro, se mezclan con sílica, aire y piedra caliza y se somete a calentamiento a unos 1 300°C. Esto sirve para concentrar más el metal, hasta obtener un 45-70 por ciento de cobre. La fundición del metal, mientras se sopla aire a través del metal líquido, como se muestra en la **figura 3**, hace que se elimine mayor cantidad de azure y de hierro, y que se formen densas ampollas de cobre (98.5 por ciento de cobre) y escoria de silicato de calcio y hierro(II) de peso ligero y SO_2 gaseoso. La ampolla densa de cobre se puede recoger del fondo y para fundirse en grandes bloques, como se muestra en la **figura 4**.

■ **Figura 3** Remoción de cobre mediante fundición.

■ **Figura 4** Las ampollas de cobre se funden en grandes bloques.

5. Purificación

El cobre se puede purificar mediante electrólisis hasta una pureza de 99.95 por ciento. Los grandes bloques de cobre ampollado se utilizan como ánodos suspendidos en una solución acuosa de sulfato de cobre(II), como se muestra en la **figura 5**. Como cátodo se utiliza cobre puro. Durante la electrólisis, el cobre se oxida en el ánodo, entra en la solución como iones Cu^{2+} y se deposita en el cátodo. Los productos de desecho salen después de que la solución del ánodo produce un sedimento en el fondo del vaso de electrólisis. El sedimento, que muy a menudo está enriquecido con plata y oro, se puede recuperar para obtener beneficios adicionales.

■ **Figura 5** Los bloques de cobre se usan como ánodos.

6. Producción de varillas de alambre

El cobre electrolítico se funde y se moldea en varillas de alambre, como se muestra en la **figura 6**, que pesan alrededor de 113 kg. Estas varillas de alambre se calientan a 700-1 200°C y se enrollan sin otro calentamiento en varillas de 1 cm de diámetro aproximadamente.

Figura 6 Varillas de alambre calentándose a 700-1 200°C.

7. Estiramiento del alambre

Como se ilustra en la **figura 7**, las barras de 1 cm de cobre se estiran por medio de troqueles cada vez más pequeños hasta lograr el diámetro deseado. Los troqueles se deben fabricar de materiales extraordinariamente resistentes, como carburo de tungsteno o diamante, para que soporten el tremendo desgaste que pueden tener al estirar el alambre. El alambre también se lubrica para así evitar que se desgasten los troqueles.

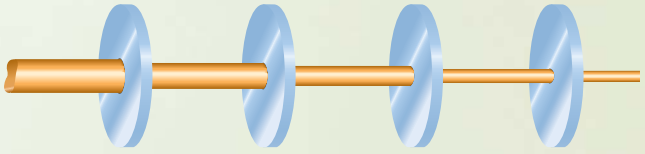


Figura 7 Troqueles para estirar el alambre.

8. Revestimiento

El alambre terminado se puede recubrir con diversos materiales, como plástico, polímeros, cerámicos, esmaltes, vidrio o algún otro metal para así protegerlo de la humedad y la oxidación, o para garantizar su aislamiento eléctrico. La **figura 8** muestra varios de estos cables cubiertos

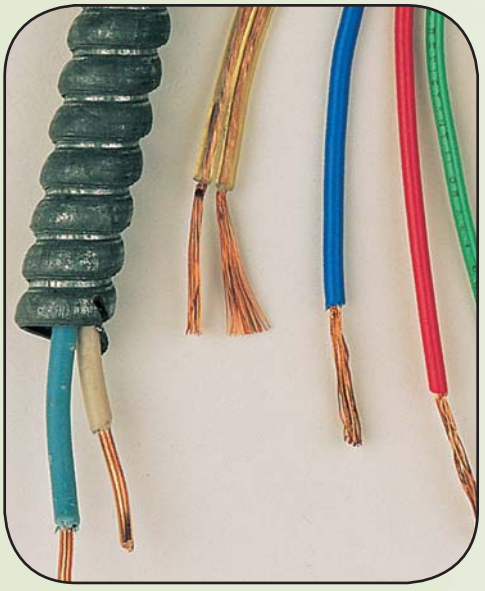


Figura 8 Los revestimientos protegen al alambre de la humedad y la oxidación.

Análisis de la tecnología

1. **Razona críticamente** ¿Por qué es importante que el sedimento formado durante la fundición sea de peso ligero?
2. **Adquiere información** El cobre se puede moldear en diversas formas y aleaciones. Investiga y enumera varias de las formas y usos de cada uno.
3. **Elabora una hipótesis** ¿Cómo se podrían separar el oro y la plata del sedimento formado bajo el ánodo?

Electrochapeado Ya sabes que muchos metales se pueden proteger de la corrosión cubriéndolos con una capa de otros metales. El baño de zinc se usa con frecuencia para evitar la oxidación del hierro. Las latas de metal de la basura se galvanizan sumergiéndolas en zinc fundido. Este proceso produce una cubierta dispareja y grumosa dentro y fuera de las latas. Eso está bien para una lata de la basura, pero una superficie grumosa no luciría bien bajo la reluciente pintura roja de un auto deportivo nuevo. Por esto, los fabricantes de automóviles tienen que aplicar el zinc por electrodepositación sobre el acero que se usa para la carrocería de los automóviles. Este proceso implica deslizar la lámina de acero sobre la superficie de un electrólito en una celda electrolítica. Con ello se obtiene una cubierta de zinc delgada (para bajar el costo) y uniforme (suave y limpia) sobre un solo lado de la lámina de acero, de modo que el costo de la cubierta se reduce a la mitad. Como sólo un lado de la carrocería de los automóviles está expuesta a los efectos corrosivos del agua y la sal, no conviene gastar en la cubierta interior. En la **figura 17.19** se muestran otros usos del electrochapeado.

En el electrochapeado con zinc, los iones de zinc se reducen a átomos sobre la superficie del objeto metálico que se va a cubrir, el cual funciona como cátodo de una celda electrolítica. En el ánodo, fabricado con zinc, los átomos de este elemento se oxidan a iones. La solución electrolítica contiene una sal de zinc disuelta. El espesor de la cubierta de zinc metálico se puede regular perfectamente vigilando la carga total (el número de electrones) utilizada para el chapeado del objeto. Sólo aquella porción o lado del objeto que está sumergido en la celda electrolítica se recubre de zinc.

Debido a que el recubrimiento se adhiere mejor si la base está limpia, los objetos que se van a cubrir se desengrasan, se limpian con jabón y luego se tratan con un líquido corrosivo para eliminar cualquier rastro de polvo de su superficie antes del electrochapeado. Posteriormente, el objeto se sumerge en la solución de un electrólito de una sal del metal que se va a depositar. El objeto debe ser un buen conductor, porque actúa como cátodo de la celda electrolítica. Casi siempre se eligen objetos metálicos para el electrochapeado porque los metales son, por lo general, excelentes conductores.

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 876 para realizar una **remoción de electrochapeado**

Pieza cromada

Centavos recubiertos con cobre

■ **Figura 17.19** Con frecuencia el cromo se aplica por electrodepositación sobre un metal más suave para hacerlo más resistente, duradero y mejorar su apariencia. De la misma manera que el cromo se puede depositar sobre otro metal, el cobre se puede electrodepositar sobre el zinc. En este proceso, los iones Cu^{2+} en solución se reducen a Cu metálico en el cátodo de zinc. A principios de 1980, por la elevada inflación de la divisa estadounidense y una crisis mundial de cobre, el costo para producir un centavo de cobre se hizo casi equivalente al valor del cobre metálico mismo. El Departamento del Tesoro de Estados Unidos tuvo que empezar a fabricar centavos mediante el electroplateado de discos de zinc con cobre.

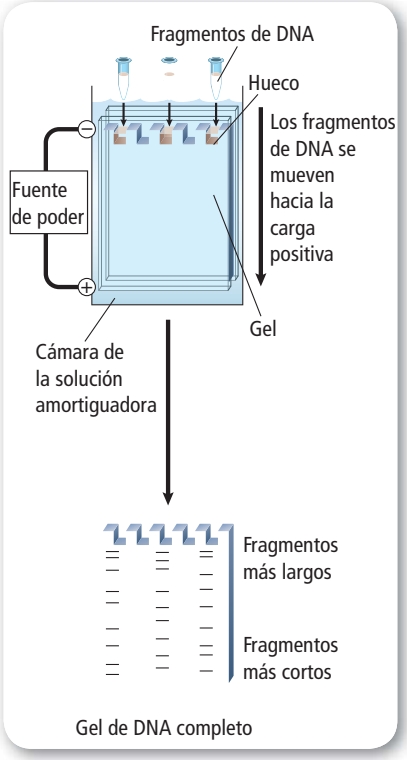
■ **Figura 17.20** La química jugó un papel clave en la restauración de muchos de los objetos recuperados del naufragio del *Titanic*. Con la electrólisis se limpiaron y se reforzaron muchos artefactos de metal. El estudio de los objetos del barco puede ayudar a los científicos a recabar información para el almacenamiento y confinamiento bajo el mar a largo plazo.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Corrosión
proviene de las palabras latinas *com,* que significa *a fondo,* y *rodere,* que significa *carcomer*.

■ **Figura 17.21** La electroforesis es una valiosa herramienta de laboratorio que se usa para separar e identificar grandes partículas con carga, como el ADN y las proteínas. En este proceso, una solución que contiene ADN se coloca en un medio de gel. Cuando este gel se coloca en un tanque de electroforesis y se aplica una corriente, los fragmentos del ADN se separan. Las partículas cargadas negativamente se mueven hacia el ánodo. Las partículas con carga positiva se desplazan hacia el cátodo.



El ánodo se fabrica del mismo metal que se va a depositar para reponer los iones metálicos que se remueven durante el proceso de chapeado. El resultado final es que al hacer pasar una corriente eléctrica a través del baño de electrodeposición, el metal es transferido desde el ánodo y se distribuye sobre el cátodo. En algún momento, el objeto quedará totalmente cubierto por una delgada película del metal deseado.

Limpieza electrolítica La electrólisis se puede utilizar para limpiar objetos ya que les quita el polvo iónico. Este proceso se ha utilizado para restaurar muchos de los artefactos metálicos recuperados del *Titanic*, el crucero que naufragó al norte del Océano Atlántico en 1912, que se muestran en la **figura 17.20**. Las capas de sales con iones cloruro, provenientes del agua de mar fueron removidas por medio de electrólisis. La celda electrolítica que se usa en este proceso de limpieza incluye un cátodo que es el objeto mismo, un ánodo de acero inoxidable y un electrólito alcalino. Cuando pasa una corriente eléctrica a través de la celda, salen los iones cloruro. El gas hidrógeno que se forma, burbujea y ayuda a desprender los productos de la corrosión. Entre los objetos que fueron recuperados hay un cancel, un candelabro y botones de los uniformes de los miembros de la tripulación.

Electroforesis La electroforesis es otro proceso electroquímico que se utilizó para restaurar algunos artículos de cerámica y de origen orgánico del *Titanic*. La electroforesis implica colocar un dispositivo en una solución de un electrólito entre el electrodo positivo y el electrodo negativo y aplicar una corriente. La corriente dispersa las sales, el polvo y otras partículas cuando sus componentes cargados migran hacia los electrodos. La electroforesis también se utiliza en los laboratorios para separar e identificar grandes moléculas. Este proceso, que se ilustra en la **figura 17.21**, puede separar fragmentos de ADN dependiendo de su carga negativa. El ADN se carga en el extremo negativo del gel para electroforesis y, cuando se aplica corriente, los fragmentos del ADN se mueven hacia el extremo positivo del gel. Los fragmentos más pequeños se mueven más rápido y más lejos.

Química cotidiana

Fabricación de un CD

El sonido de tu nuevo disco compacto (CD, por sus siglas en inglés) es tan claro y nítido que parece que los músicos estuvieran en la misma habitación. Esta nitidez es posible gracias a un proceso químico de depositación metálica y electrorrecubrimiento que se emplea en la fabricación de los CD.

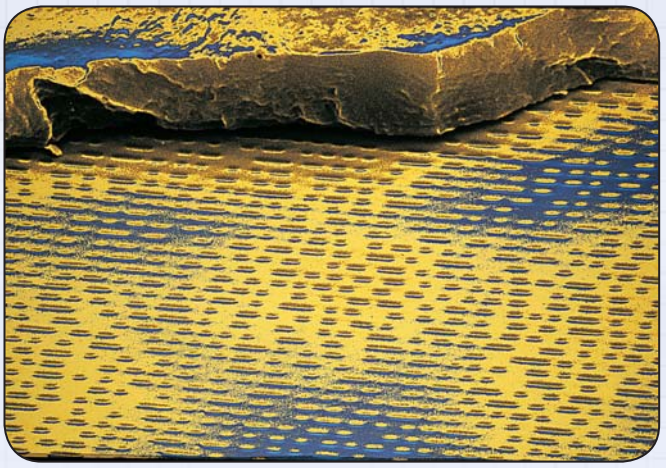


Figura 1 Los agujeros grabados en esta copia maestra de vidrio, están amplificados 1 200 veces.

Selección de datos Un CD es un conjunto de datos binarios en una larga espiral continua que corre desde el borde interior al borde exterior. Nada toca la información almacenada en el CD, excepto la luz láser, que se refleja en el CD y se lee por medio de una computadora del reproductor de discos compactos como una señal binaria. Después, esta señal se transforma por medio de la diminuta computadora en señales de audio, que luego se amplifican para producir el sonido que sale de tus bocinas.

Producción de copias maestras Tus CD se troquelan de una copia maestra llamada impresión maestra. Pero, ¿cómo se fabrica esta impresión? Los datos musicales se transfieren primero a un disco de vidrio mediante un láser potente que graba pequeños agujeros en el vidrio, como se muestra en la **figura 1**. Esta copia maestra de vidrio contiene ahora toda la información musical en forma de datos binarios.

La copia maestra se cubre con una solución diluida de un complejo de diamina de plata $[Ag(NH_3)_2]^+$ y después, con una solución de electrodepositación que funciona como agente reductor de la plata. El resultado es una reacción redox que deposita un fino espejo de plata que cubre por completo el disco grabado. Este resplandeciente disco maestro se produce en la siguiente reacción.

$$2Ag^+ + HCHO + H_2O \rightarrow 2Ag + HCOOH + 2H^+$$

Electrochapeado La cubierta de plata forma la superficie sobre la cual se electrodeposita una delgada capa de níquel para obtener un disco cubierto con níquel denominado disco madre.

$$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$$

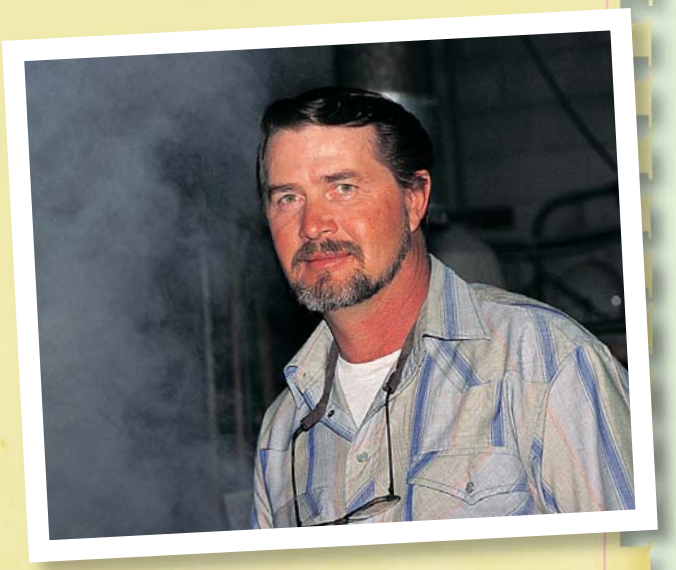
Después, se aplica al disco madre otra cubierta de níquel por electrodepositación. Esta capa de níquel, que es la impresión maestra, se despega y se utiliza para reproducir la impresión de los datos en discos de plástico de policarbonato fundido. El disco de policarbonato tiene todos los agujeros que se encuentran en el disco maestro de vidrio original grabado con el láser. Como el policarbonato es transparente, se cubre al vacío con una delgada película de aluminio para formar la capa reflectora que requiere el láser. Esta delicada capa de aluminio se cubre con otra capa protectora de policarbonato para prevenir la oxidación del aluminio y el daño de los datos de la superficie. La otra cara del CD ya se puede cubrir con la información en forma de inscripción artística.

Características del troquelado De cada impresión maestra de níquel se pueden hacer unas 20 000 copias antes de que se desgaste por completo. Cuando eso sucede, la impresión de níquel se puede reciclar en una solución acuosa de níquel y utilizarse para hacer más impresiones de este elemento. Un CD de éxito puede ser reciclado así hasta en 50 ocasiones sobre el disco maestro. Los CD-ROM de tu computadora se elaboran de la misma manera.

Explorando más

1. **Elabora una hipótesis** ¿Por qué crees que debe utilizarse el níquel para troquelar los discos de policarbonato?
2. **Adquiere información** El policarbonato es el material que se usa como base de los CD. Investiga sus propiedades y algunos otros usos principales.

Gente en la Química



Conoce a Harvey Morser

Laminador de metales

Un punto culminante de la temporada en Reno, Nevada, es una celebración conocida como "Noches calientes de agosto". En una de las exhibiciones se muestran miles de automóviles antiguos bellamente restaurados. Los "autos de músculo" —como un Ford sedán de 1934, en el que se hizo un impecable trabajo de pintura y cromado que costó 12 000 dólares— atraen una multitud de admiradores. Harvey Morser observa orgulloso cuando desfilan los automóviles deportivos con las parrillas y manijas restauradas en su taller.

En el trabajo

P **Señor Morser, ¿podría decirnos qué hace en el trabajo?**

R Aunque ahora soy el propietario del "Taller de laminado del oeste", continuamente salgo a la sección del taller para hacer el trabajo de laminado. Todo el hierro metálico necesita tener una cubierta protectora para evitar su corrosión. Se pueden utilizar distintos tipos de acabados. El chapeado de cadmio es, tal vez, el mejor, pero es muy tóxico. El laminado con cromo duro también despide gases a la atmósfera. Así que por protección del ambiente, el níquel sin electricidad es el proceso adecuado. Éste es un chapeado de níquel que se aplica químicamente, sin electricidad. En mi opinión, este proceso es doblemente eficaz porque es consistente y funciona bien; a diferencia del cromado duro, que se tiene que aplicar, después pulir y volver a empezar. Los químicos han podido desarrollar un niquelado con electricidad que tiene los mismos factores Rockwell (factores de resistencia) que el cromado endurecido. He sabido que uno de los principales fabricantes de equipo pesado sustituyó el cromo endurecido por níquel que no requiere electricidad y ahorró algo así como 3 millones de dólares durante el primer año.

P **¿Qué tipo de productos metálicos son los que cubre con chapeado?**

R Una de mis principales cuentas son las tiras de metal de los protectores de oídos que utiliza la Armada en los portaaviones. Sin embargo, en este taller, también se recubren estructuras como los armazones de computadoras y las cubiertas de los aparatos estéreos.

P **¿Por qué el proceso con níquel sin electricidad produce una cubierta más uniforme?**

R Imagine una plancha cuadrada y plana. Cuando usted la sujeta con un gancho por una de las esquinas y la cuelga en el tanque para laminarla, la corriente eléctrica llegará primero a las esquinas, luego viajará a los lados y, finalmente, llegará al centro de la plancha. El chapeado seguirá la misma ruta, y posiblemente se acumulará dos veces más rápido en los bordes que en el centro. De este modo, los bordes tendrán una cubierta más gruesa que el centro. Con el níquel, una parte del metal queda recubierta uniformemente porque toda su superficie se pone en contacto con el reactivo químico. El chapeado con níquel, sin electricidad, tiene la más alta resistencia a la corrosión parecida a la del chapeado con cadmio, por lo que las partes niqueladas resisten bien la corrosión, además de quedar uniformes.

Primeras influencias

P ¿Qué entrenamiento tiene en el laminado de metales?

R Todo mi entrenamiento viene del trabajo. Empecé puliendo metal antes de laminar. Es lo que considero un trabajo sucio, pero importante. El chapeado duplica una superficie, así que tiene que pulirse como un espejo; de otra forma, el recubrimiento amplificará hasta un pequeño agujero. En esos primeros días, tenía además otro trabajo en un boliche; recuperando y desatorando los bolos y limpiando las bolas. Después, trabajé como carpintero, soldador y electricista, oficios que me han ayudado mucho para el mantenimiento del taller de laminado.

P ¿Cómo logró ser el propietario del taller?

R Todo se conjugó para aprender rápidamente, no me quejaba y trabajaba mucho. El laminado es un trabajo difícil y pesado. El calor de las líneas es terrible, además de la humedad y el vapor de los tanques. Todos los tanques operan a unos 160°F, de modo que en verano las líneas están a 104°F. La broma de aquí es que no pagamos por el baño de vapor. Hace nueve años, me convertí en propietario del negocio. Para mí, esto es el Gran sueño americano.

Impresiones personales

P Si alguien recién egresado de la preparatoria viniera con usted, ¿le daría la oportunidad de trabajar?

R De inmediato. Creo que la gente necesita tener estudios, pero también necesita sentido común. Cada uno de mis empleados tiene su entrenamiento en el trabajo, como yo lo tuve. Lo que busco en un futuro empleado es honestidad y formalidad, además de habilidad y deseos de aprender.

P ¿Este negocio es estresante?

R ¡Totalmente! Todo el tiempo traigo un receptor de mensajes y aun para ir a pescar al lago llevo un teléfono celular. Siempre existe la posibilidad de un accidente en el trabajo. Los terremotos no avisan cuando vienen en camino. Si en mi receptor veo los números del 1 al 5, sé que todo está bien, pero si veo cinco ceros me da pavor.

P ¿Qué es lo que le atrae del negocio del laminado?

R Siempre me encantó la idea de aceptar algo que se viera terrible, como una parte de un automóvil viejo, y dejarlo hermoso. Me gusta que aun el trabajo de laminado más modesto se vea bien, incluso si es una parte que cuando esté instalada, es probable que no sea visible.

CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Estos trabajos también requieren el uso de metales.

Técnico metalúrgico Un programa de dos años de entrenamiento.

Ingeniero de minas Grado de licenciatura en ingeniería.

Trabajador para procesar metal de desperdicio Entrenamiento en el trabajo después de terminar la preparatoria.

■ **Figura 17.22** Los automóviles híbridos tienen un motor que funciona con gasolina y un motor que funciona con electricidad, que funciona con baterías recargables. Estas baterías se recargan gracias al proceso de freno regenerativo. En este proceso, el motor eléctrico sirve como un generador. Conforme el conductor frena, el generador transforma parte de la energía cinética del automóvil en energía potencial que se acumula en las baterías.

Explica ***cómo depende el proceso de freno regenerativo de los combustibles fósiles y por qué no viola la ley de la conservación de la energía.***

Electrólisis de desechos tóxicos Con frecuencia, los baños para laminado utilizados en diversas aplicaciones de la electrólisis contienen materiales tóxicos o producen compuestos tóxicos secundarios. Después de haber utilizado las soluciones por un tiempo, se debe cambiar y desechar el contenido tóxico de manera segura. Cabe señalar que la electrólisis es uno de los medios más seguros y completos que existen para limpiar los desechos que contienen metales tóxicos. Cuando la solución del baño se somete a electrólisis, los iones de los metales tóxicos se reducen a metal libre en el cátodo. El metal se puede reciclar o desechar con toda seguridad.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con celdas electrolíticas, revisa los problemas adicionales de la página 836.

Conexión de ideas

Mientras que las reacciones redox espontáneas pueden proporcionar energía eléctrica, y la energía eléctrica puede promover que ocurran reacciones redox no espontáneas, la mayoría de la electricidad que usas no proviene de reacciones redox sino de combustibles fósiles, como petróleo, gas natural y carbón. La generación de electricidad en una planta de energía de combustibles fósiles y recargar la batería del automóvil híbrido que se muestra en la **figura 17.22**, son dos ejemplos de cómo la energía eléctrica depende, al final, de los combustibles fósiles. Los combustibles fósiles representan un tipo importante de compuestos químicos, los compuestos orgánicos, que contienen carbono. En el siguiente capítulo aprenderás que, además de ser importantes fuentes de combustible, las sustancias químicas orgánicas son la base de medicinas, colorantes, plásticos y textiles.

Sección 17.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Una celda electrolítica es un sistema químico que utiliza una corriente eléctrica para promover que ocurra una redox no espontánea.
- La electrólisis se puede usar para producir compuestos, separar metales de minerales, limpiar objetos de metal y cubrir objetos de metal con chapa.

6. Idea PRINCIPAL **Dibuja** y señala las partes de una celda electrolítica.
7. **Explica** qué tan valioso es el electrochapeado. ¿Para qué se utiliza este proceso?
8. **Describe** cómo se utiliza la electrólisis para limpiar objetos.
9. **Aplica los conceptos** ¿Qué efecto tendría el electrochapeado de la joyería de acero con oro sobre la rapidez con que produce su corrosión?
10. **Aplica** El magnesio del agua de mar se encuentra principalmente como $Mg(OH)_2$ que se puede transformar en $MgCl_2$ por reacción con HCl. El magnesio metálico se puede purificar por electrólisis del $MgCl_2$ fundido.
    - **a)** ¿Qué reacción se lleva a cabo en el cátodo durante la electrólisis?
    - **b)** ¿Qué reacciones se producen en el ánodo durante la electrólisis?
    - **c)** Escribe la ecuación de la reacción neta que se lleva a cabo.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 17

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea La energía química se puede convertir en energía eléctrica y la energía eléctrica se puede convertir en energía química.

Sección 17.1 Celdas galvánicas: electricidad a partir de química

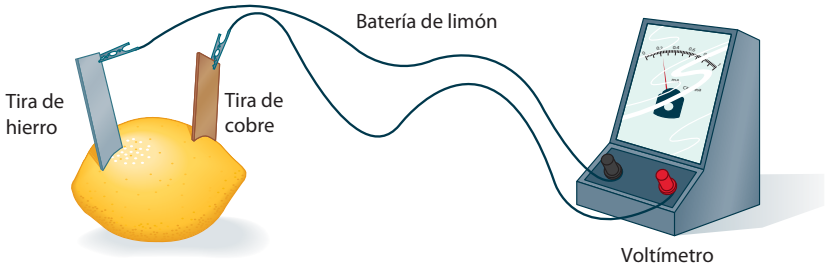
Idea PRINCIPAL En las celdas galvánicas, la oxidación que sucede en el ánodo libera electrones que se dirigen hacia el cátodo, donde ocurre la reducción.

Vocabulario

- anión (p. 588)
- ánodo (p. 585)
- catión (p. 588)
- cátodo (p. 585)
- celda galvánica (p. 585)
- corriente eléctrica (p. 584)
- diferencia de potencial (p. 586)
- voltaje (p. 586)

Conceptos clave

- La diferencia de potencial entre dos sustancias es la medida de la tendencia que tienen los electrones a fluir de una sustancia a otra.
- Una celda galvánica es un sistema químico que produce una corriente eléctrica a través de una reacción redox espontánea.
- Las baterías contienen una o más celdas galvánicas.



Sección 17.2 Electrólisis: química a partir de electricidad

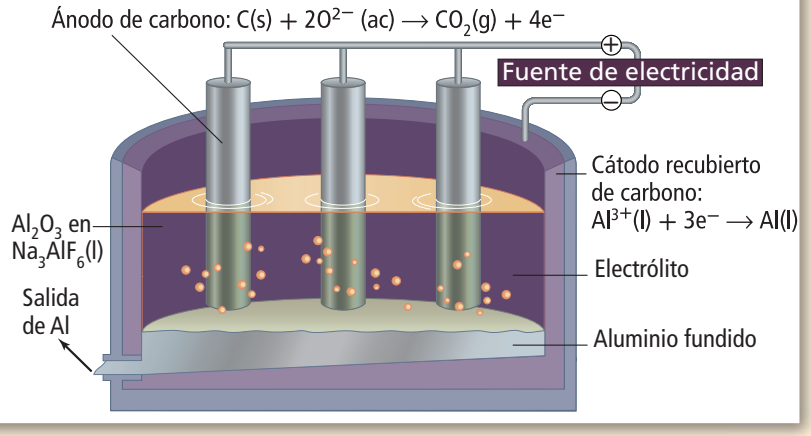
Idea PRINCIPAL En la electrólisis, una fuente de poder causa que dentro de las celdas electroquímicas se lleven a cabo reacciones no espontáneas.

Vocabulario

- electrólisis (p. 600)
- celda electrolítica (p. 600)

Conceptos clave

- Una celda electrolítica es un sistema químico que utiliza una corriente eléctrica para promover que ocurra una redox no espontánea.
- La electrólisis se puede usar para producir compuestos, separar metales de minerales, limpiar objetos de metal y cubrir objetos de metal con chapa.



Capítulo 17 Evaluación

Comprensión de conceptos

11. ¿Qué es una celda galvánica?

12. ¿Cuál es la diferencia entre una celda electrolítica y una galvánica?

13. ¿Cuál es la función del puente salino de una celda galvánica?

14. ¿Qué le sucede al contenedor de la celda seca de carbono y zinc cuando la celda se utiliza para producir una corriente eléctrica?

15. ¿Por qué es necesario el electrólito en las celdas galvánicas y en las celdas electrolíticas?

16. ¿Cómo se puede hacer que ocurra una reacción redox no espontánea en una celda?

17. Si una tira de cobre metálico se coloca en una solución de nitrato de plata, ¿ocurrirá una reacción redox? ¿Se producirá una corriente eléctrica? Explica tus respuestas.

18. ¿Qué productos se forman de la electrólisis en una solución acuosa de sal?

19. ¿Cuál es la función del ácido en el acumulador de plomo que utilizan los automóviles?

20. ¿Mediante qué proceso se puede preparar comercialmente cloro gaseoso?

Aplicación de conceptos

21. ¿Qué pasaría si se utiliza una barra de aluminio para agitar una solución de nitrato de hierro(II)?

22. ¿Se puede almacenar una solución de sulfato de cobre(II) en un recipiente de níquel metálico? Explica tu respuesta.

23. ¿Cómo se podría comparar el precio, el aspecto y la durabilidad de la joyería chapeada con oro con la joyería hecha de oro sólido?

24. Para chapear un pendiente de acero con oro, el pendiente se puede colocar en una celda electrolítica que tenga un electrodo de oro y una solución electrolítica con iones de oro. El pendiente funciona como el segundo electrodo. Se puede utilizar una batería como fuente de poder. ¿El pendiente es el ánodo o el cátodo?

25. ¿Cómo se podría utilizar la electrólisis para eliminar el plomo del agua potable?

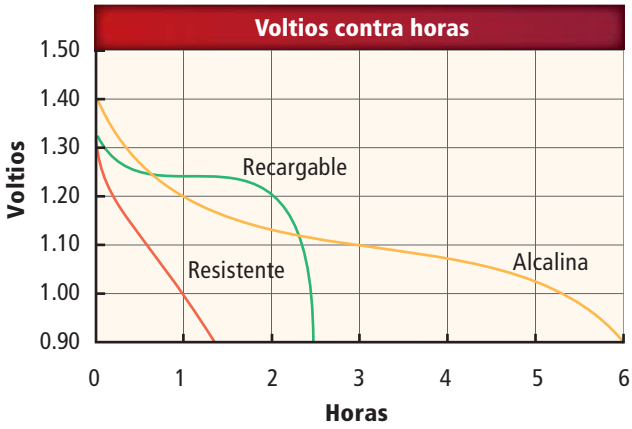


Figura 17.23

26. Las pruebas efectuadas en distintos tipos de baterías comerciales comunes incluyeron la medición de la caída de voltaje durante el tiempo en el cual se simuló el funcionamiento ininterrumpido de un juguete motorizado. Con base en los datos de la **figura 17.23,** ¿cuál tipo de batería sería mejor utilizar si quisieras que un juguete funcionara durante un largo periodo? ¿Qué tipo de batería se acabaría repentinamente?

Cómo funciona

27. ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de utilizar baterías de litio y yodo en los marcapasos?

Cómo funciona

28. ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de utilizar baterías recargables en lugar de las convencionales?

Cómo funciona

29. Escribe las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en una celda combustible de hidrógeno y oxígeno.

Química y tecnología

30. En una celda electrolítica diseñada para refinar el cobre metálico, ¿qué podría estar hecho de cobre puro: el ánodo o el cátodo? Explica tu respuesta.

Química cotidiana

31. La información contenida en una impresión maestra de un CD es la opuesta de la que existe en la grabación original de vidrio registrada por el láser. Explica por qué es necesaria esta inversión.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Razona críticamente

Toma decisiones

32. MiniLab 1 ¿Por qué se deben limpiar las piezas de metal que se usan como los electrodos en la batería de limón?

Realiza predicciones

33. MiniLab 2 ¿Sería posible chapear una cuchara de plata o una de oro con cobre?

Relaciona causa y efecto

34. QuimiLab ¿Tus resultados del paso 8 del laboratorio de química serían distintos si se utilizara:
a) un trozo de zinc en lugar de uno de magnesio?
b) plata en lugar de cobre?

Toma decisiones

35. ¿Qué factores hay que considerar al diseñar o seleccionar baterías para los siguientes objetos?
a) una lámpara de mano.
b) un aparato para la sordera.
c) un marcapasos.
d) un automóvil de juguete.

Realiza predicciones

36. Si la fuerte tendencia a la oxidación fuera la única característica a tomar en cuenta, ¿qué metales además del litio se podrían utilizar para dar energía eléctrica a un marcapasos cardiaco?

Elabora una hipótesis

37. ¿Por qué para restaurar los objetos orgánicos y de cerámica del *Titanic* se utilizó electroforesis en lugar de electrólisis?

Revisión acumulativa

38. Dibuja las estructuras de punto electrón de Lewis de los siguientes iones. (*Capítulo 2*)
a) Ca^{2+}
b) Cl^-
c) OH^-
d) O^{2-}

39. Proporciona las fórmulas químicas de los siguientes compuestos. (*Capítulo 5*)
a) óxido de manganeso(IV).
b) yoduro de potasio.
c) sulfato de cobre(II).
d) cloruro de aluminio.
e) ácido sulfúrico.
f) óxido de hierro(II).

40. Elabora una lista de los nombres y los símbolos de todos los gases nobles. (*Capítulo 8*)

41. ¿Qué requiere más energía: hervir 100 g de agua pura o fundir 100 g de hielo? Explica tu respuesta. (*Capítulo 10*)

42. Una pieza de 0.543 g de magnesio reacciona con oxígeno en exceso para formar óxido de magnesio, según la reacción

$$2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s).$$

¿Cuánto oxígeno reacciona? ¿Cuál es la masa del óxido de magnesio, MgO, que se forma? (*Capítulo 12*)

43. ¿Cuál es el porcentaje en masa de magnesio y oxígeno en el óxido de magnesio del problema anterior? (*Capítulo 12*)

44. Compara las concentraciones del ion hidronio en dos soluciones acuosas que tienen valores de pH de 9 y 11. (*Capítulo 14*)

45. Imagina que mides el pH de varias soluciones y obtienes los siguientes valores: 8.6, 4.7, 10.4, 13.1, 2.6 y 6.1. Asocia un pH a cada una de las siguientes características. (*Capítulo 14*)
a) el ácido más fuerte.
b) la base más fuerte.
c) el ácido más débil.
d) la solución que está más cercana a ser neutra.

46. ¿Cuáles de los siguientes cambios indicados son oxidaciones?, ¿cuáles reducciones? (*Capítulo 16*)
a) Cu^+ se transforma en Cu^{2+}
b) S se transforma en S^{2-}
c) Na se transforma en Na^+
d) Mn^{4+} se transforma en Mn^{2+}

47. Las plantas verdes obtienen glucosa y oxígeno de la fotosíntesis. La ecuación química balanceada para este proceso redox se muestra a continuación. (*Capítulo 16*)

$$6CO_2 + 6H_2O + \text{energía} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

a) ¿Qué le pasa al carbono del dióxido de carbono en el proceso: se reduce o se oxida?
b) ¿Qué tipo de energía crees que se usa en este proceso?

Prueba de habilidades

48. Interpreta las ilustraciones científicas A veces se utiliza un proceso denominado protección catódica para preservar de la corrosión la tubería oculta de acero. En este proceso, la tubería se pone en contacto con un metal más activo como el magnesio, que se oxida antes que el hierro. En la **figura 17.24** se muestra cómo se conectan los dos metales y muestra las reacciones que se llevan a cabo.

a) ¿Qué actúa como cátodo en este proceso? ¿Qué actúa como ánodo?
b) ¿Cuál es el agente oxidante?
c) Escribe un breve resumen que describa la causa de que el magnesio es el que se corroe preferentemente.

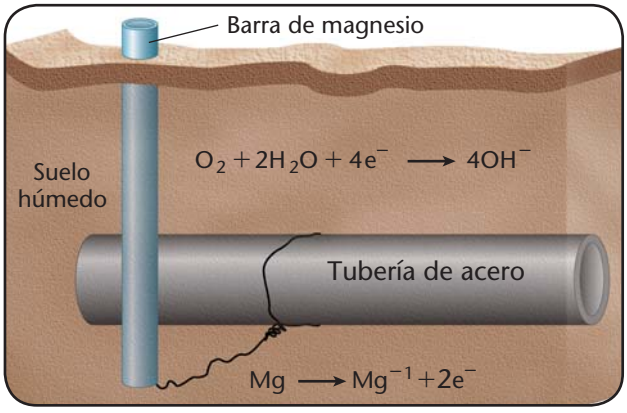


Figura 17.24

49. Elabora ilustraciones científicas Dibuja un diagrama de una celda galvánica en la que la reacción es $Ni(s) + 2Ag^+(ac) \rightarrow Ni^{2+}(ac) + 2Ag(s)$. Señala el cátodo y el ánodo. Muestra los iones presentes en ambos compartimentos e indica la dirección del flujo de electrones en el circuito externo.

ESCRIBIENDO Química

50. Escribe un resumen acerca del desarrollo y usos de la celda de Daniell, una de las primeras baterías, hecha en 1836 por el británico John Frederic Daniell. Averigua cómo mejoró la celda de Volta y si este tipo de batería aún se utiliza en gran medida.

Resolución de problemas

51. Cuando se calienta un tubo de ensayo que contiene óxido de cobre(II) y carbón en polvo, ocurre una reacción redox que produce un gas y cobre metálico. Si el gas se burbujea dentro de un tubo de ensayo que contiene agua de cal (solución acuosa de hidróxido de calcio), se forma un precipitado de color lechoso. Elabora un reporte de laboratorio como si hubieras llevado a cabo este experimento. Responde a las siguientes preguntas en tu reporte.

a) ¿Qué gas se formó?
b) Escribe una ecuación para la reacción redox que sucede.
c) ¿Qué es el precipitado?

52. En un tipo de celda combustible, el gas metano (CH_4) se "quema" electroquímicamente para producir electricidad:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CO(g) + 3H_2(g) + \text{energía}$$

a) ¿Es una celda galvánica o electrolítica?
b) ¿Cuál es el agente oxidante?
c) ¿Cuál es el agente reductor?
d) Si se queman en esta celda 224 L de gas natural a TPE, ¿cuántas moles de monóxido de carbono e hidrógeno gaseoso se producen?

53. ¿Qué le pasaría a tu anillo de oro si lo dejas sumergido en una solución de cloruro de hierro(II) ($FeCl_2$) a temperatura ambiente?

54. ¿Qué le pasaría a una pulsera de cobre que permanezca en contacto con una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) por varias horas a temperatura ambiente?

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Qué proceso no es una aplicación de la electrólisis?
- **a)** electrochapeado.
- **b)** tratamiento de desechos tóxicos.
- **c)** separación de metales de los minerales.
- **d)** creación de diamantes sintéticos.

Usa la tabla para resolver las preguntas 2 y 3.

Potenciales estándar de reducción	
Metal	Potencial estándar de reducción (V)
Li	–3.0401
Al	–1.662
Cu	0.521
Ag	0.7996
Au	1.498

2. La tabla de potenciales estándar de reducción de sustancias, enlista metales comunes en orden creciente de su potencial de reducción y en orden decreciente de su potencial de oxidación. ¿Qué metal será corroído más fácilmente?
- **a)** Li
- **b)** Al
- **c)** Cu
- **d)** Au

3. ¿Qué pasaría si una batería de limón se construyera utilizando alambre de cobre y alambre de oro?
- **a)** Los electrones fluirían del alambre de cobre, donde ocurriría la reducción, al alambre de oro, donde ocurriría la oxidación.
- **b)** Los electrones fluirían del alambre de cobre, donde ocurriría la oxidación, al alambre de oro, donde ocurriría la reducción.
- **c)** Los electrones fluirían del alambre de oro, donde ocurriría la reducción, al alambre de cobre, donde ocurriría la reducción.
- **d)** Los electrones fluirían del alambre de oro, donde ocurriría la oxidación, al alambre de cobre, donde la reducción ocurriría.

4. Una solución sobresaturada es
- **a)** una solución sin soluto.
- **b)** una solución con menos de la máxima cantidad de soluto que se puede disolver.
- **c)** una solución con la máxima cantidad de soluto disuelto.
- **d)** una solución con más de la máxima cantidad de soluto que se puede disolver.

5. ¿Cuál de las siguientes es la mejor descripción de la conversión total del diprótico ácido succínico ($H_2C_4H_4O_4$) en iones hidronio?
- **a)** $H_2C_4H_4O_4(ac) \rightarrow HC_4H_4O_4^-(ac) + H_3O(ac)$
- **b)** $H_2C_4H_4O_4(ac) \rightarrow H_2C_4O_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$
- **c)** $H_2C_4H_4O_4(ac) \rightarrow HC_4H_4O_4^-(ac) + H_3O(ac) \rightarrow C_4H_4O_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$
- **d)** $H_2C_4H_4O_4(ac) \rightarrow H_2C_4H_3O_4^-(ac) + H_3O^+(ac) \rightarrow H_2C_4H_2O_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$

6. ¿Cuáles de los siguientes iones no se deben escribir en las ecuaciones iónicas globales?
- **a)** ácidos o bases débiles
- **b)** iones negativos
- **c)** iones positivos
- **d)** iones espectadores

7. El término que se usa para describir una reacción química en la que una sustancia pierde electrones ante otra sustancia es
- **a)** oxidación.
- **b)** redox.
- **c)** reducción.
- **d)** corrosión.

8. El siguiente sistema está en equilibrio.

$$2S(s) + 5F_2(g) \rightleftharpoons SF_4(g) + SF_6(g)$$

¿Cuál de las siguientes acciones causará que el equilibrio se desplace hacia la derecha?
- **a)** aumentar la concentración de SF_4.
- **b)** aumentar la concentración de SF_6.
- **c)** aumentar la presión del sistema.
- **d)** disminuir la presión del sistema.

¿NECESITAS AYUDA?								
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8
Repasa la sección . . .	17.2	17.1	17.1	13.2	14.1	15.1	16.1	6.3

CAPÍTULO 18

Química orgánica

GRAN Idea **Las cadenas de los átomos de carbono constituyen el armazón de la química orgánica.**

18.1 Hidrocarburos

Idea PRINCIPAL Los hidrocarburos sólo contienen hidrógeno y carbono, pero difieren en la longitud de las cadenas de carbonos y en la presencia de enlaces sencillos, dobles y triples.

18.2 Hidrocarburos sustituidos

Idea PRINCIPAL Los grupos funcionales pueden sustituir a los átomos de hidrógeno de un hidrocarburo, lo que da como resultado una gran diversidad de compuestos orgánicos.

18.3 Plásticos y otros polímeros

Idea PRINCIPAL Los polímeros son moléculas orgánicas grandes formadas por muchas unidades más pequeñas que se repiten.

Hechos químicos

- Los malvaviscos se fabrican con azúcar, agua y gelatina.
- Los malvaviscos asados son el resultado de reacciones de oxidación.
- Los azúcares que contiene un malvavisco están formados por carbono, que es lo que se obtiene cuando se quema por completo un malvavisco.

INTRO Lab

Modelado de hidrocarburos sencillos

Los hidrocarburos están formados por átomos de hidrógeno y carbono. Recuerda que el carbono tiene cuatro electrones de valencia y puede formar cuatro enlaces covalentes. ¿Cómo puedes modelar hidrocarburos sencillos?

Materiales

- modelos moleculares para armar

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Usa unos modelos para construir una estructura con dos átomos de carbono unidos mediante un enlace sencillo.
3. Coloca átomos de hidrógeno en todas las posiciones desocupadas de tu modelo, de manera que cada átomo de carbono tenga cuatro enlaces en total.
4. Repite los pasos 2 y 3 para construir modelos que tengan tres, cuatro y cinco átomos de carbono. Asegúrate de que cada átomo de carbono esté unido a un máximo de otros dos átomos de carbono.

Análisis

1. **Elabora** una tabla con el número de átomos de carbono y de átomos de hidrógeno en cada estructura.
2. **Describe** la composición de cada estructura con una fórmula.
3. **Analiza** el patrón de la relación de carbono a hidrógeno para obtener una fórmula general para los hidrocarburos con enlaces sencillos.

Indaga ¿Cómo crees que cambiaría la fórmula molecular si los átomos de carbono estuvieran unidos mediante enlaces dobles y triples?

Química en línea

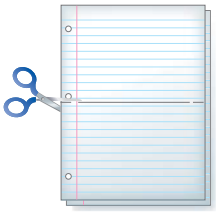
Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts In Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Comparación entre agua y alcohol*

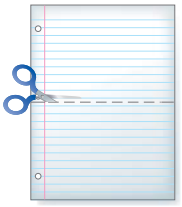
FOLDABLES® Organizador de estudio

Compuestos orgánicos Elabora el siguiente organizador plegable para ayudarte a organizar la información de los compuestos orgánicos.

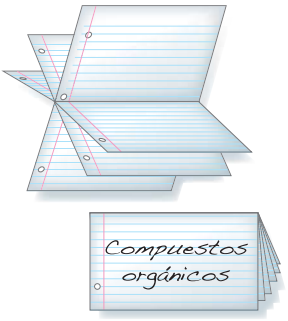
PASO 1 Dobla tres hojas de papel de manera horizontal. Mantén dos hojas de papel juntas, realiza un corte de 3 cm sobre el doblez, en cada lado de los papeles.



PASO 2 Corta sobre el doblez de la tercera hoja, dejando sin cortar una parte de 3 cm en cada extremo.



PASO 3 Desliza las dos primeras hojas a través del corte de la tercera para elaborar un libro con 12 páginas. Titula tu libro *Compuestos orgánicos*.



FOLDABLES Usa este organizador plegable en las secciones 18.1, 18.2 y 18.3. Cuando leas estas secciones usa tu libro para registrar las características de cada tipo de compuestos orgánicos, distinguir las características y escribir ejemplos del mundo real.

Sección 18.1

Objetivos

- **Escribir e interpretar** las fórmulas estructurales de los alcanos lineales, ramificados y cíclicos, de los alquenos y de los alquinos.
- **Distinguir** entre los isómeros de un hidrocarburo determinado.
- **Explicar** la relación entre los combustibles fósiles y los compuestos orgánicos.

Revisión de vocabulario

voltaje: diferencia de potencial eléctrico, expresada en unidades de voltios

Vocabulario nuevo

hidrocarburo saturado
alcano
isómero
hidrocarburo insaturado
alqueno
alquino
hidrocarburo aromático
destilación fraccionada
craqueo
reformación

Hidrocarburos

Idea PRINCIPAL Los hidrocarburos sólo contienen hidrógeno y carbono, pero difieren en la longitud de las cadenas de carbonos y en la presencia de enlaces sencillos, dobles y triples.

Vínculo con el mundo real Después de un aguacero seguramente has observado un espectro de colores en la superficie de un charco de agua sucia. ¿A qué se debe que aparezcan esos colores brillantes? Son resultado de la contaminación, causada por pequeñas cantidades de gasolina o aceite que gotean de los automóviles y forman una pequeña mancha de aceite sobre la superficie del charco. Las manchas forman una capa muy delgada de moléculas de hidrocarburos sobre el agua que refleja la luz solar.

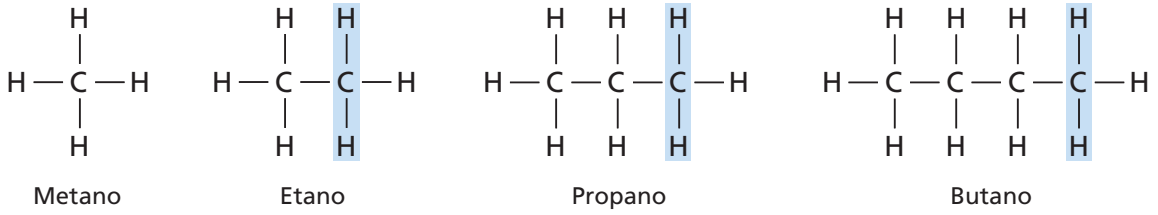
Compuestos orgánicos

El carbono es el único elemento que se puede unir con otros átomos de carbono para formar cadenas que pueden contener varios miles de átomos. Como el carbono se puede unir a cuatro átomos diferentes al mismo tiempo, estas cadenas pueden tener ramificaciones y formar estructuras cíclicas que hacen posible la existencia de una variedad de compuestos casi infinita. Además, el carbono se puede unir fuertemente con otros elementos, como oxígeno y nitrógeno, y formar enlaces dobles y triples. Así, el carbono forma un número enorme de compuestos con cadenas y anillos de diferentes tamaños, cada uno de ellos con gran variedad de tipos de enlaces y de átomos de otros elementos. En la **figura 18.1** se muestra una gran variedad de compuestos orgánicos de uso cotidiano.

Es imposible memorizar la estructura y propiedades de millones de compuestos. Por fortuna, no es necesario que estudies cada uno de esos millones de compuestos para entender la química orgánica. A pesar de su enorme número, los compuestos orgánicos pueden clasificarse en un relativo pequeño número de grupos que comparten estructuras y propiedades semejantes.

Figura 18.1 Desde las moléculas que forman el cuerpo de los seres vivos hasta los polímeros de alta tecnología que se usan en la manufactura de muchos objetos, los compuestos orgánicos están a tu alrededor diariamente. Además de las personas de esta fotografía, los alimentos, la ropa, los muebles y las plantas, todo contiene compuestos orgánicos.

Identifica ***dos compuestos orgánicos que hayas estudiado en un curso previo.***



■ **Figura 18.2** Se muestran las fórmulas estructurales de los cuatro alcanos más sencillos, metano, etano, propano y butano. Observa que cada fórmula difiere de la siguiente porque tiene un —CH_2— de más, como se resalta con el color azul.

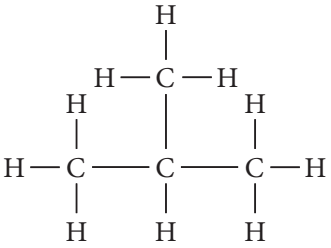
Hidrocarburos saturados

La gasolina es una mezcla de compuestos orgánicos derivados del petróleo. La mayoría de los compuestos de la gasolina son hidrocarburos. Recuerda que aprendiste, en el capítulo 5, que los hidrocarburos son compuestos orgánicos que sólo contienen átomos de hidrógeno y de carbono. Un hidrocarburo en el que todos los átomos de carbono están unidos entre sí mediante enlaces sencillos se llama **hidrocarburo saturado**. Otro nombre de un hidrocarburo saturado es **alcano**. Aunque por lo general el uso más común de los alcanos es como combustibles, también se usan como disolventes en los removedores de pinturas, pegamentos y en otros productos.

Alcanos Los alcanos son los hidrocarburos más sencillos. Los carbonos de un alcano se pueden acomodar en una cadena o en un anillo y, tanto las cadenas como los anillos, pueden tener ramificaciones de otras cadenas de carbonos unidas a ellos. Los alcanos que no tienen ramificaciones se llaman alcanos de cadena lineal. El metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) y el butano (C_4H_{10}) son combustibles comunes. Sus fórmulas estructurales, como se muestra en la **figura 18.2**, difieren del siguiente porque tiene un —CH_2— más.

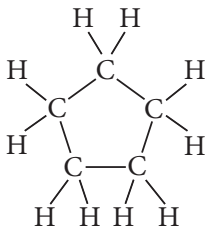
FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable

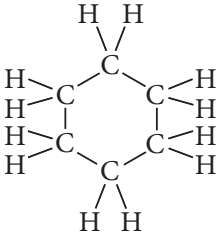
Algunos alcanos tienen estructuras ramificadas. En estos compuestos, una cadena de uno o más carbonos está unida a un carbono de la cadena continua más larga, que recibe el nombre de cadena principal. Si en el segundo carbono de la cadena principal del propano existe una ramificación con una cadena que contiene un solo carbono, resulta un alcano ramificado con la siguiente estructura.


2-Metilpropano

Los átomos de carbono de los alcanos también se cierran para formar anillos. Los anillos más comunes contienen cinco o seis carbonos. La estructura de estos compuestos se puede dibujar mostrando todos los átomos de carbono y de hidrógeno.

Ciclopentano

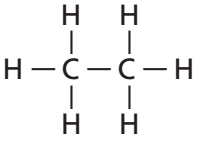
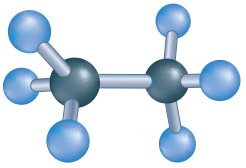
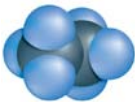
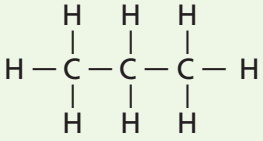
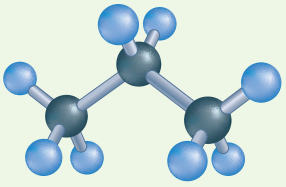
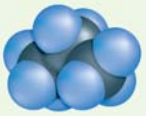
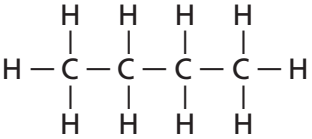
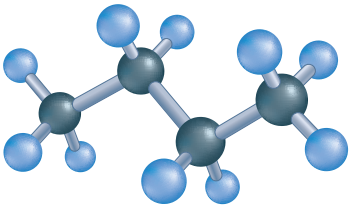
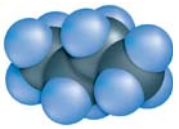



Ciclohexano

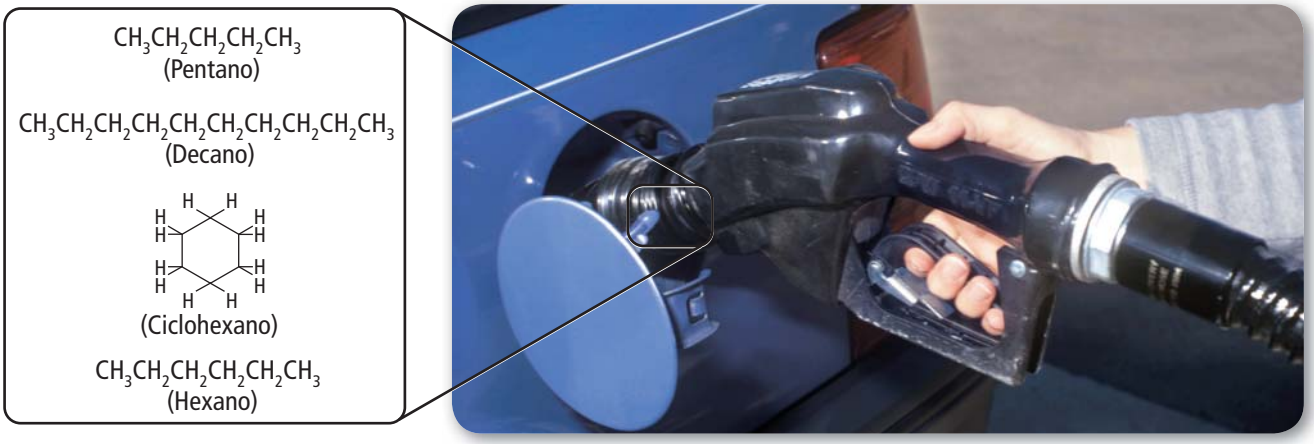
Concepts in Motion

Interactive Table Para explorar los alcanos, visita glencoe.com.

Tabla 18.1 **Alcanos sencillos**

Fórmula molecular	Fórmula estructural	Modelo de esferas y palillos	Modelo de espacios llenos
Etano (C_2H_6)			
Propano (C_3H_8)			
Butano (C_4H_{10})			

Los alcanos en tu tanque de gasolina En la **tabla 18.1** se muestran los modelos de esferas y palillos y los modelos de espacios llenos de los tres alcanos más sencillos de cadena lineal. Las propiedades de una mezcla de gasolina, como la que utilizan los motores, están determinadas por la cantidad relativa de los distintos componentes de la mezcla, como se ilustra en la **figura 18.3**. Los hidrocarburos que contienen anillos y muchas ramificaciones se queman a una velocidad más uniforme que los alcanos de cadena lineal, que tienden a producir la explosión en forma prematura, lo que provoca que el motor golpetee. El número de octano de las bombas de gasolina es un índice que señala la cantidad relativa de estructuras ramificadas y con anillos que forman la gasolina.



■ **Figura 18.3** La gasolina se clasifica en una escala conocida como índice de octano. Cuanto mayor es el índice de octano, mayor es el porcentaje de hidrocarburos de estructura compleja presentes en la mezcla.

Diagramas estructurales simplificados Los diagramas estructurales de la página anterior se pueden escribir de una forma más sencilla. Para los alcanos que forman anillos, los diagramas estructurales se simplifican usando líneas rectas para representar los enlaces entre los átomos del anillo. En estos diagramas de los anillos, cada ángulo representa un átomo de carbono. Por ejemplo, los anillos que contienen cinco o seis carbonos se representan con un pentágono y un hexágono, respectivamente. Como por lo general el carbono tiene cuatro enlaces, se entiende que están unidos los hidrógenos suficientes para que cada carbono tenga los cuatro enlaces.

Ciclopentano

Ciclohexano

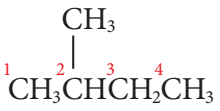
También pueden escribirse de una manera más simple los diagramas estructurales de los hidrocarburos de cadena lineal o ramificada si quitamos algunos enlaces. Por ejemplo, la fórmula del propano puede escribirse como $CH_3—CH_2—CH_3$. En este tipo de estructura corta, se sobrentienden los enlaces entre el C y el H. En un tipo de estructura corta, todavía más simplificada, la fórmula estructural condensada del propano puede escribirse como $CH_3CH_2CH_3$. Aquí, tanto los enlaces entre C y C como entre el C y el H, quedan implícitos.

Nomenclatura de alcanos Los nombres de los 10 primeros alcanos de cadena lineal que se muestran en la **tabla 18.2** se usan como base para nombrar la mayoría de los compuestos orgánicos. Para nombrar un alcano ramificado debes contestar tres preguntas acerca de su estructura.

1. ¿Cuántos carbonos hay en la cadena principal, la cadena continua más larga de la molécula?
2. ¿Cuántas ramificaciones hay en la cadena principal y cuál es su tamaño?
3. ¿A cuáles carbonos de la cadena principal están unidas las ramificaciones?

Numeración de los átomos de carbono Por conveniencia, los átomos de carbono de los compuestos orgánicos se numeran. En los hidrocarburos de cadena lineal, la numeración puede empezar por cualquier extremo. No hay diferencia. En los hidrocarburos ramificados la numeración empieza en el extremo más cercano a la ramificación.

Analiza la estructura de este hidrocarburo ramificado.



En la cadena principal hay cuatro carbonos. En la **tabla 18.2** se muestra que el nombre del alcano con cuatro carbonos es *butano*, por lo que la cadena principal es butano y formará el nombre del compuesto. Sólo hay una ramificación que contiene un carbono. En lugar de nombrar esta ramificación como metano, se cambia la terminación -ano por -ilo.* Así, es una ramificación metilo. Como la ramificación metilo está unida al segundo carbono de la cadena de butano, el nombre de este compuesto es 2-metilbutano.

*Ver nota en la página siguiente.

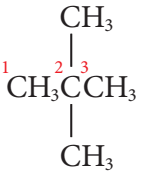
Tabla 18.2 Los primeros 10 alcanos

Fórmula	Nombre	Fórmula estructural condensada
CH_4	Metano	CH_4
C_2H_6	Etano	CH_3CH_3
C_3H_8	Propano	$CH_3CH_2CH_3$
C_4H_{10}	Butano	$CH_3(CH_2)_2CH_3$
C_5H_{12}	Pentano	$CH_3(CH_2)_3CH_3$
C_6H_{14}	Hexano	$CH_3(CH_2)_4CH_3$
C_7H_{16}	Heptano	$CH_3(CH_2)_5CH_3$
C_8H_{18}	Octano	$CH_3(CH_2)_6CH_3$
C_9H_{20}	Nonano	$CH_3(CH_2)_7CH_3$
$C_{10}H_{22}$	Decano	$CH_3(CH_2)_8CH_3$

Química en línea

Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre nomenclatura de alcanos, visita glencoe.com.

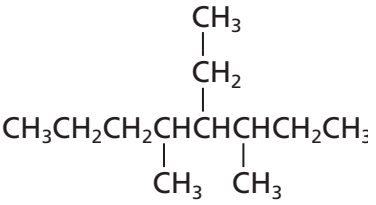
Ahora, analiza la estructura de un hidrocarburo diferente.



El propano formará parte del nombre de este compuesto porque la cadena principal tiene tres carbonos. Además están presentes dos ramificaciones metilo, ambas en el segundo carbono. Para indicar la presencia de más de una ramificación del mismo tipo, se usan los prefijos griegos que se presentaron en el capítulo 5 para nombrar los hidratos y las moléculas. El prefijo que se usa cuando están presentes dos cosas es di. Así, el nombre de este compuesto es 2,2-dimetilpropano. En general, sigue los pasos del ejemplo problema 18.1 para nombrar los alcanos ramificados. Para los alcanos que contienen anillos, coloca el prefijo ciclo delante del nombre.

EJEMPLO Problema 18.1

Nomenclatura de alcalnos de cadena ramificada Nombra el alcano que se muestra.



1 Análisis

Sigue los pasos que se muestran para la nomenclatura de alcanos.

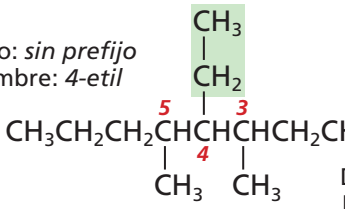
2 Resuelve

Paso 1 Cuenta el número de carbonos de la cadena principal. Como las fórmulas estructurales se pueden escribir de varias formas, debes tener cuidado y encontrar la cadena de carbonos continua más larga. En este caso resulta sencillo. La cadena más larga tiene ocho átomos de carbono, por lo que el nombre base es *octano*.

Paso 2 Numera los carbonos de la cadena principal. Numera la cadena en ambas direcciones. Si la numeras desde la izquierda, los grupos alquilo aparecen en los carbonos 4, 5 y 6. Si la numeras desde la derecha, los grupos alquilo aparecen en los carbonos 3, 4 y 5. Como las posiciones 3, 4 y 5 son números menores, son las que se usarán para el nombre.

Paso 3 Observa el tamaño y número de ramificaciones presentes. Identifica y nombra las ramificaciones, asegurándote de cambiar el sufijo -ano del hidrocarburo por -il.* Hay un grupo metilo, con un carbono, unido al carbono 3 y otro al 5 y un grupo etilo, con dos carbonos, unido al carbono 4. Como hay dos grupos metilo, como parte del nombre se usará dimetil. No es necesario ningún prefijo para el grupo etilo.

Un grupo etilo: *sin prefijo*
Posición y nombre: *4-etil*



Cadena principal: *octano*

Dos grupos metilo: usa *dimetil*
Posición y nombre: *3,5 dimetil*

Paso 4 Coloca los nombres de las ramificaciones alquilo en orden alfabético, ignora los prefijos como di-. Usa el número del carbono al que está unido cada grupo para identificar su posición. Usa guiones para separar números de palabras y comas para separar los números entre sí. Así, las ramificaciones aparecen en el nombre como 4-etil-3,5-dimetil. Para completar el nombre adiciona el nombre de la cadena principal después del nombre que identifica las ramificaciones. Finalmente el nombre es 4-etil-3,5-dimetiloctano.

3 Verifica

Has identificado y numerado correctamente la cadena de carbonos continua más larga. Has designado todas las ramificaciones con los prefijos y nombres correctos. El orden alfabético y la puntuación es la correcta.

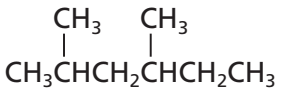
* En español, el nombre de las ramificaciones tiene la terminación "ilo" pero, cuando se usan como sustituyentes para dar el nombre del compuesto, se deja como "il". (N. de la T.)

PROBLEMAS de práctica

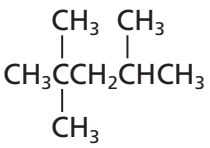
Respuestas a los problemas Página 866

1. Nombra las siguientes estructuras.

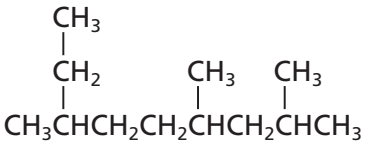
a)



b)



c)



2. Dibuja la estructura de los siguientes alcanos con cadenas ramificadas.

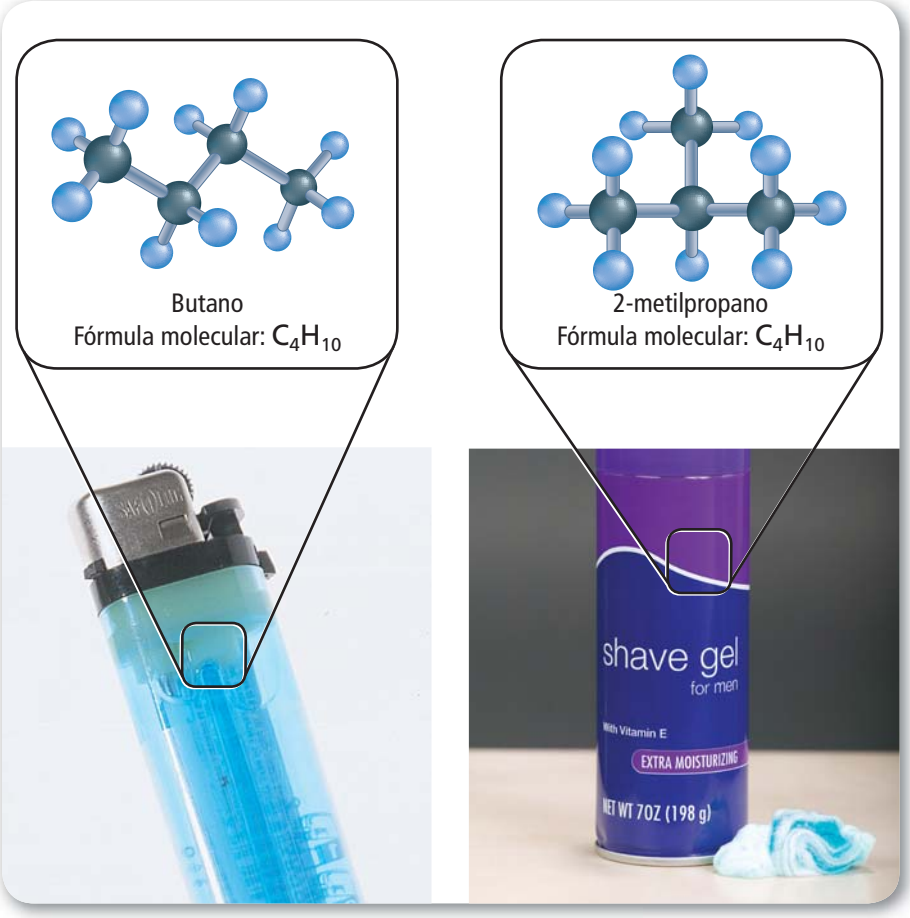
a) 2,3-dimetil-5-propildecano

b) 3,4,5-trietiloctano

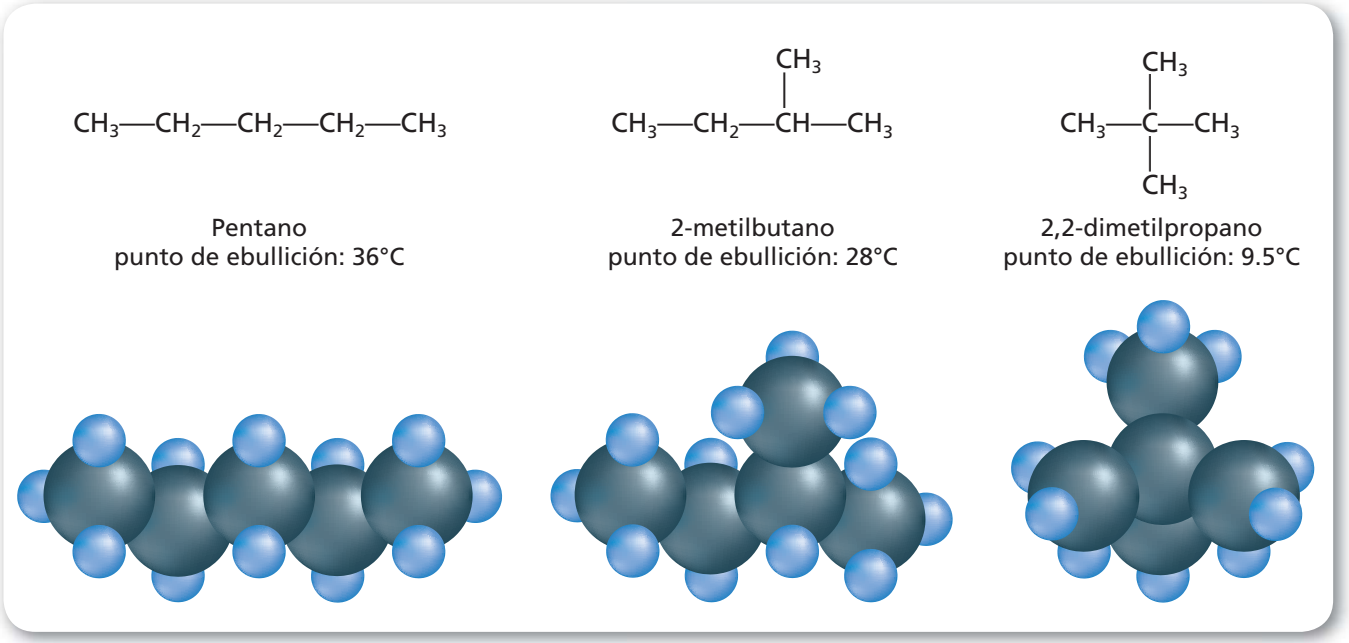
Isómeros El butano y el 2-metilpropano son dos alcanos con nombres y estructuras diferentes. En la **figura 18.4** se muestran aplicaciones comunes de ambos compuestos. ¿Existe alguna relación entre estos dos compuestos? Si cuentas el número de átomos de carbono y de hidrógeno en cada uno, encontrarás que ambos tienen cuatro carbonos y 10 hidrógenos, por lo que tienen la misma fórmula molecular, C_4H_{10}. Los compuestos con la misma fórmula pero diferente estructura se llaman **isómeros**. El butano y el 2-metilpropano se conocen como isómeros estructurales. Los dos tienen la fórmula molecular C_4H_{10} pero diferente fórmula estructural, porque la cadena de carbonos tiene distinto tamaño.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más con la nomenclatura de los alcanos, revisa los problemas adicionales de la página 837.



■ **Figura 18.4** El butano es un combustible que se usa en los encendedores. El 2-metilpropano, también llamado isobutano, se usa como propulsor en algunos productos como el gel para afeitar.



■ **Figura 18.5** Existe una estrecha relación entre la estructura y las propiedades, como puedes verlo al analizar los isómeros del pentano. A pesar de que los tres compuestos tienen la fórmula C_5H_{12}, las diferencias en la cantidad de ramificaciones afectan su punto de ebullición. Observa la diferencia de la forma de las moléculas.

Describe ***el efecto del aumento en las ramificaciones sobre el punto de ebullición de los isómeros del pentano. ¿Qué indica con respecto a las fuerzas de atracción intermoleculares de cada compuesto?***

Concepts In Motion

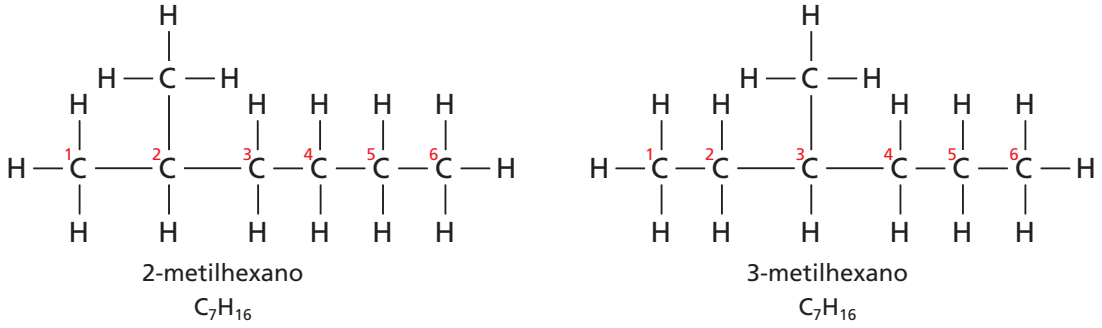
Interactive Figure Para ver una figura animada de los isómeros del pentano, visita glencoe.com.

Aunque su fórmula molecular es idéntica, los isómeros tienen propiedades diferentes. Los puntos de ebullición y de fusión del 2-metilpropano y del butano son diferentes, lo cual también sucede con su densidad y su solubilidad en agua. Además, su reactividad química es diferente. La **figura 18.5** muestra la diferencia en los puntos de ebullición de los isómeros del pentano.

Aunque sólo existen dos alcanos isómeros con cuatro átomos de carbono, el número de isómeros posibles aumenta rápidamente a medida que se añaden átomos de carbono a la cadena principal, lo cual sucede porque las cadenas largas tienen más lugares para que se unan las ramificaciones. Una ramificación de un metilo en una cadena principal de seis carbonos puede unirse al segundo o al tercero de los carbonos, a partir del extremo de la cadena, como se muestra en la **figura 18.6**. Para asegurarte de que estos dos compuestos realmente son isómeros, cuenta el número de átomos de carbono y de hidrógeno en las estructuras que se forman al colocar el grupo metilo en las dos posiciones y escribe las fórmulas moleculares. Existen tres isómeros del pentano, cinco del hexano y más de 4 mil millones de isómeros del alcano con la fórmula $C_{30}H_{62}$.

■ **Figura 18.6** Al cambiar un grupo metilo del carbono 2 al carbono 3 se obtiene un isómero diferente. Ambos isómeros tienen la fórmula C_7H_{16}.

Explica ***por qué si se cambia el grupo metilo del carbono 2 al carbono 5 no se obtiene un nuevo isómero de C_7H_{16}.***



Propiedades de los alcanos Las propiedades son afectadas por la estructura o el acomodo de los átomos presentes en una molécula. Otro factor que afecta las propiedades de los alcanos es la longitud de la cadena. En general, cuantos más carbonos están presentes en un alcano de cadena lineal, más elevados serán su punto de ebullición y su punto de fusión. A temperatura ambiente, los alcanos de cadena lineal que poseen desde uno hasta cuatro átomos de carbono son gases, los que tienen desde cinco hasta 16 átomos de carbono son líquidos, y los que tienen más de 16 átomos de carbono son sólidos.

Una propiedad que comparten todos los alcanos es su relativamente baja reactividad. Como recordarás del capítulo 9, los enlaces carbono-carbono y carbono-hidrógeno que se encuentran en los alcanos, son no polares. Como los alcanos no tienen ningún enlace polar, únicamente producen un número pequeño de reacciones y se disolverán sólo en aquellos compuestos orgánicos que sean no polares o que tengan una polaridad baja, como los aceites y las ceras. La naturaleza no polar y no reactiva de los alcanos los convierte en buenos disolventes orgánicos. Las pinturas, los removedores de pintura y las soluciones limpiadoras contienen, como disolventes, hexano o ciclohexano.

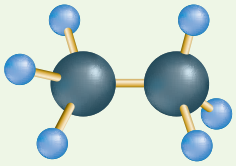
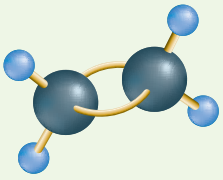
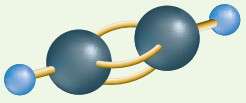
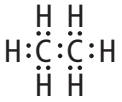
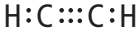
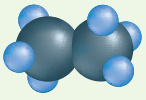
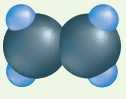
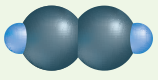
Alquenos

En el capítulo 9 aprendiste que en los compuestos orgánicos, los átomos de carbono pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples. Un hidrocarburo que tiene uno o más enlaces dobles o triples entre átomos de carbono se llama **hidrocarburo insaturado**. En la **tabla 18.3** se comparan moléculas con enlaces sencillo, doble y triple. Observa la semejanza en el nombre de las tres moléculas que se muestran en la **tabla 18.3**: etano, eteno y etino. Cada una es una molécula con dos carbonos, pero difieren en que entre los carbonos hay un enlace sencillo, uno doble y uno triple, respectivamente. A partir de esta observación ¿puedes predecir cómo se construyen los nombres de los hidrocarburos insaturados?

NOTICIAS de la materia

Los términos *saturado* e *insaturado* se originaron antes de que los químicos entendieran la estructura de las sustancias orgánicas. Sabían que algunos hidrocarburos absorbían hidrógeno en presencia de un catalizador. Se decía que los hidrocarburos que absorbían hidrógeno adicional, eran insaturados, mientras que los que no reaccionaban con más hidrógeno se decía que eran saturados. Actualmente sabemos que los hidrocarburos insaturados contienen enlaces dobles y triples, y que reaccionan con hidrógeno para formar enlaces sencillos.

Tabla 18.3 Comparación de enlaces sencillo, doble y triple

	Etano	Eteno	Etino
Fórmula estructural	$CH_3–CH_3$	$CH_2=CH_2$	$CH\equiv CH$
Modelo de esferas y palillos			
Diagrama de puntos de Lewis			
Modelo de espacios llenos			

MiniLab 18.1

Prueba de insaturación de aceites

¿Puedes determinar la cantidad relativa de insaturaciones? Se puede comparar la diferencia en el grado de insaturaciones de las grasas por medio de la rapidez con que se decolora una solución café rojiza de yodo al mezclarla con la grasa. El yodo se adiciona a los carbonos que participan en los enlaces múltiples y se forman compuestos orgánicos halogenados incoloros cuando se rompe el enlace doble o triple. **PRECAUCIÓN:** ***Los estudiantes que presenten alergia a los cacahuates no deber realizar este experimento***.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Coloca 20 mL de **aceite de cacahuate** en un **matraz pequeño** y, en otro **matraz**, 20 mL de **aceite de canola**. Etiqueta los matraces.
3. Agrega cinco gotas de **tintura de yodo** a cada aceite y agita para que se mezcle bien. Observa el color de cada solución.

   PRECAUCIÓN: ***La tintura de yodo es tóxica por inhalación y es inflamable.***
4. Calienta ambos matraces en una **parrilla de calentamiento**, a baja temperatura.
5. Observa cuál aceite recupera primero su color original. Este aceite es más insaturado que el otro.
6. Ahora lee la **etiqueta** de cada una de las botellas de aceite y determina si los resultados de tu prueba están de acuerdo con el contenido de grasas insaturadas que se indica en la etiqueta de cada aceite.

Análisis

1. **Describe** ¿Qué ocurre con el yodo café rojizo, cuando se agrega a un aceite relativamente insaturado?
2. **Concluye** ¿Cuál aceite es más insaturado?
3. **Deduce** Analiza las etiquetas de las botellas de los aceites que se mencionan a continuación y predice cuál aceite, de cada par, se decolorará más rápido.
   a) aceite de canola o aceite de maíz
   b) aceite de coco o aceite de girasol

Figura 18.7 El nombre común del eteno es etileno. Este compuesto se encuentra de forma natural como una hormona vegetal, su función es acelerar la maduración de los frutos y legumbres. Los frutos y las legumbres se pueden cosechar antes de su maduración, lo que aumenta la eficiencia de la cosecha y alarga su vida. Cuando aún no maduran se pueden tratar con etileno para que el proceso se realice al mismo tiempo, para su posterior venta en el supermercado.

Ya aprendiste que la gasolina es una mezcla que contiene algunos hidrocarburos diferentes. La gasolina también contiene algunos hidrocarburos con enlaces dobles. Un hidrocarburo con uno o más enlaces dobles que unen los átomos de carbono recibe el nombre de **alqueno**.

Nomenclatura de alquenos Los alquenos se nombran usando la raíz del nombre de los alcanos, cambiando la terminación -ano por -eno. El alqueno más sencillo es eteno (CH_2CH_2) que contiene dos carbonos unidos en una cadena. El eteno que es un gas a temperatura ambiente, es el compuesto orgánico de mayor importancia utilizado en la industria química. Casi la mitad del eteno que se usa se convierte en plásticos. También se usa para fabricar anticongelante para automóviles (etilenglicol). En la **figura 18.7** se muestra otro uso del eteno.

El alqueno con una cadena de tres carbonos se llama propeno, CH_2CHCH_3. Cuando están presentes en una cadena cuatro o más carbonos, el enlace doble se puede encontrar en más de una posición posible. Para nombrar estos alquenos se debe anteponer un número al nombre, para indicar dónde está localizado el enlace doble. Para nombrar alquenos con cadena larga, debes seguir los pasos siguientes:

1. Cuenta el número de carbonos de la cadena continua más larga que contenga el enlace doble y asígnale el nombre del alqueno apropiado.
2. Numera los carbonos de la cadena más larga, de forma consecutiva, empezando por el extremo de la cadena que use los números más pequeños posibles para el primero de los carbonos que tiene el enlace doble.
3. Escribe el número que corresponde al primero de los carbonos del enlace doble, seguido por un guión y después, el nombre del alqueno.

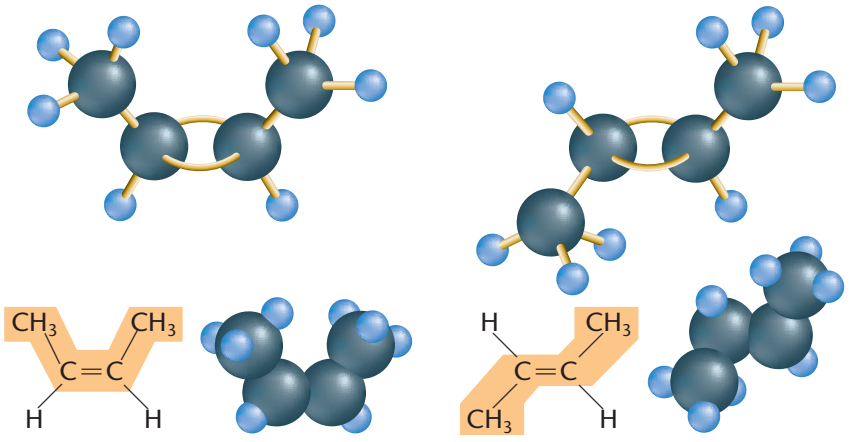


Figura 18.8 El *cis*-2-buteno y el *trans*-2-buteno son isómeros geométricos. Observa su forma, con los modelos de esferas y palillos y con los modelos de espacios llenos. Las propiedades de un par de isómeros geométricos varían. Los isómeros *trans* son más simétricos que los isómeros *cis*, por lo que se pueden empaquetar juntos más cerca cuando se encuentran en estado sólido. Este empaquetamiento cercano hace que sea más difícil separar las moléculas.

Infiere ***cómo influye este empaquetamiento cercano de los isómeros* trans *en su punto de fusión.***

¿Cuál es el nombre del compuesto que tiene la estructura siguiente?

$$CH_2{=}CHCH_2CH_3$$

Este compuesto tiene cuatro carbonos en una cadena con un enlace doble, por lo que parte de su nombre será buteno. Al numerar los carbonos, empezando por el lado de la izquierda del compuesto, se obtiene que el primer carbono que forma parte del enlace doble tiene el número uno. Así, este compuesto es 1-buteno.

$$\overset{1}{CH_2}{=}\overset{2}{CH}\overset{3}{CH_2}\overset{4}{CH_3}$$ 1-buteno

Isómeros de posición Un isómero del 1-buteno es e1 2-buteno ($CH_3CH{=}CHCH_3$). Estos dos compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero diferente estructura. Se llaman isómeros de posición porque difieren sólo en la posición del enlace doble. Los isómeros de posición tienen propiedades diferentes, lo mismo que los isómeros estructurales.

La formación de un enlace doble evita que los carbonos de los lados del enlace puedan girar uno con respecto al otro. Si los dos grupos que están unidos a cada carbono son diferentes, el alqueno puede tener dos estructuras geométricas diferentes. Estas estructuras son isómeros geométricos. Analiza los modelos de los dos isómeros geométricos del 2-buteno que se muestran en la **figura 18.8**. En el isómero que se llama *cis*-2-buteno, los átomos de hidrógeno, así como los grupos $-CH_3$ están hacia el mismo lado del enlace doble. En el *trans*-2-buteno, los átomos de hidrógeno, y los grupos $-CH_3$, están hacia lados opuestos del enlace doble.

Reactividad de alquenos Los alquenos son más reactivos que los alcanos porque los dos electrones extra del enlace doble no están unidos a los carbonos con tanta fuerza como los electrones de un enlace sencillo. Con facilidad, los alquenos intervienen en reacciones de síntesis, en las que moléculas pequeñas o iones se unen a alguno de los átomos del enlace doble. Un alqueno insaturado se puede convertir en un alcano saturado por adición de hidrógeno al enlace doble. Esta reacción se llama hidrogenación.

$$\underset{\text{Eteno (insaturado)}}{CH_2{=}CH_2} + H_2 \rightarrow \underset{\text{Etano (saturado)}}{CH_3CH_3}$$

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

cis-
proviene de la palabra latina *cis* que significa *en este lado*.

trans-
proviene de la palabra latina *trans* que significa *en el otro lado*.

La visión y la vitamina A

La visión es un proceso que, por lo general, se estudia en la clase de biología. Es ahí donde puedes haber aprendido que los rayos de luz atraviesan los ojos hasta llegar a la retina, donde se localizan los bastones y los conos, los cuales son receptores nerviosos que se excitan con la luz. En cada ojo, más de 120 millones de bastones detectan la luz y proporcionan la forma de las imágenes visuales. Los 7 millones de conos de cada ojo detectan los colores. Las moléculas de un pigmento, responsables de la visión, están unidas a los extremos de los bastones y los conos. Uno de estos pigmentos se llama rodopsina, la cual consta de dos partes: una proteína llamada opsina y una molécula pequeña, llamada retinal.

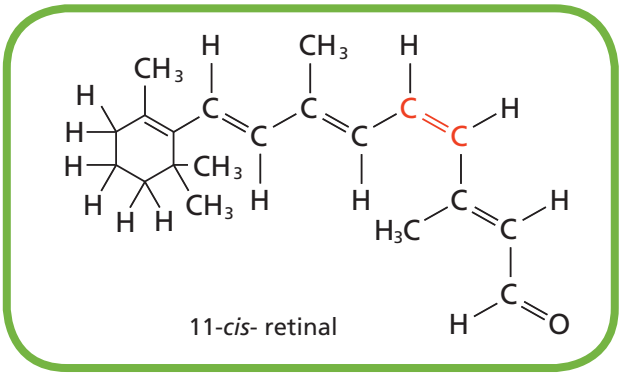


Figura 1 Estructura de 11-*cis*-retinal.

La química de la visión El pigmento natural, de color anaranjado, que se encuentra en las zanahorias es el beta-caroteno que, en tu organismo, se rompe para formar la vitamina A y posteriormente se convierte en 11-*cis*-retinal, que se muestra en la **figura 1**. En la retina del ojo, el 11-*cis*-retinal se une a la proteína opsina y se forma rodopsina. Cuando la porción del isómero 11-*cis* de la rodopsina absorbe luz, la energía provoca un cambio en la forma de la molécula del pigmento. El extremo de la molécula gira en torno al enlace doble para formar todo *trans*-retinal, en el que todos los grupos están en posición *trans*, como se muestra en la **figura 2**.

Cuando la porción del retinal de la rodopsina se isomeriza a la forma todo *trans*, se separa de la opsina. De esta manera, la energía luminosa provoca que la rodopsina se rompa en las sustancias que la forman.

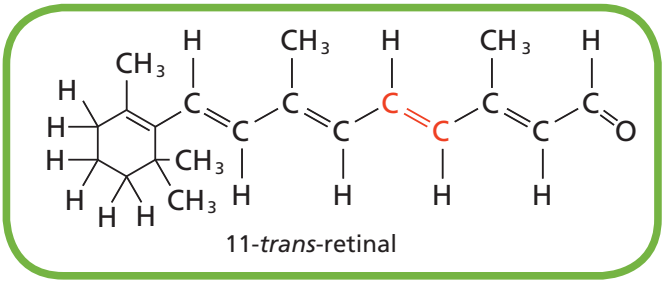


Figura 2 Estructura de 11-*trans*-retinal.

A medida que la molécula de rodopsina se divide, los bastones se excitan, probablemente debido a las cargas iónicas que se desarrollan en las superficies que se están dividiendo. Estas cargas sólo duran un segundo, pero generan señales nerviosas que se transmiten al nervio óptico y posteriormente al cerebro. Después de que la rodopsina se ha activado, el *trans*-retinal regresa a la forma *cis* y se combina nuevamente con la opsina. Este proceso es relativamente lento, razón por la cual tus ojos requieren de cierto tiempo para adaptarse a la luz tenue.

Visión nocturna Cuando grandes cantidades de energía luminosa chocan con los bastones, se rompen grandes cantidades de rodopsina. Como consecuencia, la concentración de rodopsina en los bastones disminuye a un nivel bajo. Si abandonas un área con mucha luz y entras en un cuarto oscuro, al principio, la cantidad de rodopsina que hay en los bastones es pequeña. Como resultado, experimentas una ceguera temporal. La concentración de rodopsina se recupera de manera gradual hasta que es lo suficientemente alta para que incluso una pequeña cantidad de luz estimule a los bastones. Durante la adaptación a la oscuridad, la sensibilidad de la retina puede aumentar hasta miles de veces en unos cuantos minutos y hasta 100 000 veces, en una hora o más.

Conexión con la Química

1. **Elabora una hipótesis** Los búhos y los murciélagos evitan la luz diurna y están activos en la oscuridad. Sus ojos sólo contienen bastones. Elabora una hipótesis que compare la cantidad relativa de rodopsina en sus bastones, con la de los ojos de los humanos y explícala.
2. **Analiza** ¿Cuál es la importancia del cambio de 11-*cis*-retinal a todo *trans*-retinal para el proceso de la visión?

■ **Figura 18.9** Como los enlaces triples son reactivos, el etino es muy útil como materia prima en la manufactura de otros compuestos, como los muebles de jardín que se muestran. El etino es un subproducto de la refinación del petróleo y también se puede producir por la reacción de carburo de calcio (CaC_2) con agua (H_2O).

Escribe ***la ecuación para la reacción de carburo de calcio con agua. (Además de etino, se produce hidróxido de calcio.)***

Alquinos

Otro tipo de hidrocarburos insaturados llamados **alquinos**, contienen un enlace triple entre dos átomos de carbono. Para nombrar los alquinos se usa la raíz del nombre del alcano, para una longitud de cadena determinada, y se cambia la terminación -ano por -ino. El etino (C_2H_2) más conocido como acetileno, es uno de los alquinos de mayor importancia. La mayoría del acetileno que se produce en Estados Unidos se usa para fabricar materiales vinílicos y acrílicos, como se muestran en la **figura 18.9**, y alrededor de 10% se quema en los sopletes de oxiacetileno. Estos sopletes sirven para cortar y soldar metales.

Propiedades físicas y químicas de los alquinos Se conocen pocos alquinos de origen natural, porque son muy reactivos. Sin embargo, se pueden sintetizar a partir de otros compuestos orgánicos. En la **tabla 18.4** se muestran los nombres y las estructuras de algunos alquinos de moléculas pequeñas.

Los puntos de fusión y de ebullición de los alquinos aumentan a medida que aumenta la longitud de la cadena, igual que en el caso de los alcanos y los alquenos. Las propiedades físicas y químicas de los alquinos son semejantes a las de los alquenos; sus puntos de fusión son mayores que los de los alcanos e intervienen en reacciones de síntesis. Por ejemplo, se pueden adicionar moléculas de hidrógeno a un alquino por pasos, para formar un alqueno y después un alcano.

$$CH{\equiv}CH + H_2 \rightarrow CH_2{=}CH_2$$
$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3CH_3$$

Tabla 18.4 Alquinos sencillos

Nombre químico	Nombre común	Estructura
Etino	Acetileno	$HC{\equiv}CH$
Propino	Metilacetileno	$HC{\equiv}CCH_3$
1-butino	—	$HC{\equiv}CCH_2CH_3$
2-butino	—	$CH_3C{\equiv}CCH_3$

Gente en la Química

Entrevista a John García
Farmacéutico

"La casa del tesoro se hace humo." Así define el farmacéutico John García los incendios forestales provocados para limpiar las tierras en la Amazonia. Le preocupa la cantidad de fármacos potenciales que los seres humanos pueden estar destruyendo cuando incursionan en áreas inexploradas. "Sin embargo, continúa, las fuentes de nuevos compuestos con actividad farmacológica que están en peligro, no se limitan a las selvas. La lincomicina es un antibiótico que se descubrió en los suelos de Lincoln, Nebraska." En esta entrevista, el señor García describe algunos de los cambios que ha observado en sus cuatro décadas como farmacéutico.

En el trabajo

P **Señor García ¿puede decirnos lo primero que hizo hoy en su farmacia?**

R Esta mañana tuve que mezclar 100 supositorios para un paciente con dolores de migraña. Por lo menos, no fue tan difícil como el pedido de un supositorio que le hicieron, en una ocasión, a un colega. ¡Era para un elefante! El medicamento se preparó en un molde de aluminio para un bate de beisbol. Una dosis costó 300 dólares.

P **¿Usted hace preparaciones magistrales para otros animales?**

R Las he preparado para conejos. Les agrego sabor de frambuesa porque a los conejos les gusta su sabor.

P **¿Sus pacientes humanos también seleccionan el sabor?**

R Tengo alrededor de 40 sabores, entre ellos piña colada, chicle y hierbabuena. Mi favorito es el de tutifruti. Estos saborizantes no son adornos. Por ejemplo, preparo cloroquina, un fármaco contra la malaria, para los niños, y lo pongo en una base de chocolate. Como las moléculas del chocolate son bastante grandes, bloquean el sabor de la planta y enmascaran lo amargo del fármaco.

P **Usted es el dueño y el operador de su propia farmacia. ¿En qué se diferencia de la mayoría de las farmacias?**

R Ésta es diferente porque yo me especializo en preparaciones magistrales. Eso significa que puedo preparar fórmulas especiales con las dosis precisas para las necesidades individuales de los pacientes. En la mayoría de las farmacias hacen justamente lo que yo llamo "contar y poner". Es decir, preparan dosis estándar de fármacos. Muchas veces, yo trabajo de acuerdo con el médico de un paciente. Él o ella me piden consejo acerca del tratamiento. Además de sugerir fármacos o dosis alternativas, converso con el médico acerca de los métodos para administrar algún fármaco.

P **¿Cómo ha cambiado la práctica de la farmacia en los 40 años que lleva usted como farmacéutico?**

R Las nuevas leyes han otorgado a los farmacéuticos la responsabilidad de explicar cuidadosamente al paciente cómo actúa un fármaco así como sus posibles efectos colaterales. Al mismo tiempo, los cambios en las compañías de seguros han agregado mucho papeleo y han reducido nuestros honorarios. Esto significa que los farmacéuticos tenemos que trabajar más rápido pero mantener cuidadosamente los estándares.

P **En la actualidad se ha alargado la vida de los pacientes con enfermedades graves. ¿Cómo ha afectado ese cambio a su práctica?**

R Trabajo con algunos hospitales que atienden a pacientes terminales. Por ahora, los pacientes que se admiten en estos hospitales, por lo común, están en las últimas etapas de alguna enfermedad y les quedan alrededor de 40 días de vida. Nuestra prioridad es confortar al paciente usando varios medicamentos que eliminen el dolor y el malestar.

Primeras influencias

P **¿Cómo decidió ser farmacéutico?**

R Cuando estaba en la preparatoria, después de asistir a la escuela, tenía un empleo en una pequeña farmacia. Empecé haciendo entregas y finalmente ayudé a hacer los preparados. Me gustaba tener contacto con el público y el farmacéutico Nathan Fisher me animó a inscribirme en una escuela de farmacia. Me siento honrado porque él fue mi iniciador.

P **¿Cuando usted era un niño le llamaban la atención las farmacias y los medicamentos?**

R Realmente no. No pensaba en ver a un médico hasta que necesitaba un examen físico para hacer deportes en la preparatoria. Mis padres son de México, y mi madre conocía muchos remedios caseros. Ella me daba cosas como carbón o menta para el malestar estomacal.

Impresiones personales

P **¿Qué cualidades cree que se necesitan para ser un buen farmacéutico?**

R Es obvio que tiene que querer a las personas y ser preciso en los cálculos matemáticos y químicos. También me gusta decir que la farmacia se parece mucho a la cocina, ya que es un poco de esto y un poco de aquello. Igual que un cocinero, quiero que mis preparaciones contengan la proporción exacta de ingredientes, que tengan buen sabor y que se vean elegantes.

P **¿Qué cambios cree usted que se presentarán en el campo de la farmacéutica durante el siglo XXI?**

R Creo que los pacientes podrán introducir una formulación en algo como una máquina automática. También introducirán recetas médicas codificadas, junto con su historia clínica y su edad, estatura y peso. La máquina dispensará los medicamentos.

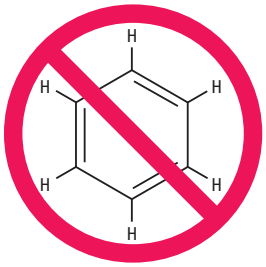
CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Todas estas carreras están relacionadas con el campo de la farmacéutica.

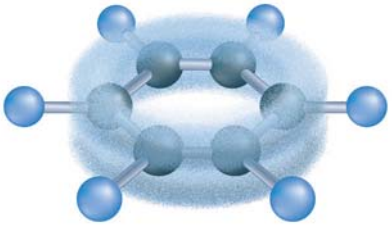
Farmacólogo Entre cuatro y seis años de estudios, después de la licenciatura, en una escuela de medicina o de farmacia

Técnico farmacéutico Dos años en un programa de entrenamiento después del bachillerato

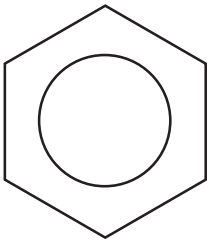
Trabajador en la producción farmacéutica Certificado de bachillerato y entrenamiento en el empleo



En la actualidad se sabe que esta estructura del benceno, que muestra enlaces sencillos y dobles alternados, es incorrecta debido a que no explica el carácter inerte del benceno y la longitud de sus enlaces.



La molécula de benceno, plana, se representa por medio de nubes de electrones compartidos por arriba y por abajo del plano del anillo. La deslocalización de los electrones ayuda a explicar el carácter inerte del benceno.



El diagrama hexagonal es una representación abreviada más exacta para el benceno. Cada ángulo representa un átomo de carbono. El círculo en el centro de la estructura representa la nube de seis electrones que son compartidos de igual forma por los seis átomos de carbono de la molécula.

■ **Figura 18.10** La estabilidad del benceno es mayor que lo que se esperaría para un hidrocarburo insaturado. Por otra parte, las investigaciones han demostrado que los seis enlaces C—C son iguales. El resultado es una nueva forma de representarlo.

Hidrocarburos aromáticos

Existe otro grupo de hidrocarburos insaturados que tiene una característica particular, estructuras cíclicas con seis carbonos. El compuesto más sencillo de este grupo es el benceno, cuya fórmula molecular es C_6H_6. El benceno contiene seis carbonos unidos entre sí en forma de un anillo plano. Originalmente se pensó que su estructura contenía enlaces sencillos y dobles alternados entre los carbonos, como se muestra en la **figura 18.10**, pero ahora se sabe que esta estructura es incorrecta.

A pesar de que contiene enlaces dobles, el benceno no comparte la mayoría de las propiedades de los alquenos. Es inusualmente resistente a la hidrogenación, mientras que la mayoría de los alquenos se hidrogena con rapidez. Para explicar esta característica inerte, los químicos han sugerido que los electrones extra están compartidos de igual forma por los seis átomos de carbono del anillo, en lugar de estar localizados entre átomos de carbono específicos. La estructura que actualmente se acepta para la molécula de benceno se muestra en la **figura 18.10**.

Compartir electrones entre tantos carbonos proporciona al benceno y a otros compuestos semejantes, propiedades únicas. El nombre **hidrocarburo aromático** se usa para describir un compuesto que tiene un anillo de benceno o el tipo de enlaces que muestra el benceno. Al principio, los hidrocarburos aromáticos se llamaron así porque la mayoría de ellos tienen un aroma característico. El naftaleno, que se usaba en las pastillas contra las polillas para evitar el daño que éstas causan a la ropa de lana, está formado por dos anillos de benceno unidos por un lado. Los hidrocarburos aromáticos son inusualmente estables porque los carbonos están unidos entre sí de manera muy fuerte, por muchos electrones.

NOTICIAS de la materia

Uno de los mayores rompecabezas de la química del siglo XIX estaba relacionado con la estructura del benceno, que parecía que tenía muy pocos átomos de hidrógeno para existir como una molécula de cadena lineal. El químico alemán August Kekulé (1829-1896) solucionó el rompecabezas después de haber tenido un sueño en el que una serpiente danzaba formando un anillo y mordía su propia cola. Se considera que la visión de Kekulé en relación con la estructura cíclica del benceno es uno de los trabajos teóricos más importantes en química orgánica durante el siglo XIX.

Fuentes de los compuestos orgánicos

Has analizado las estructuras y has aprendido cómo se nombran los compuestos orgánicos principales pero, ¿no has pensado de dónde provienen estos compuestos? La mayoría de los hidrocarburos provienen de combustibles fósiles, en particular del petróleo, pero también del gas natural y de la hulla. La **figura 18.11** muestra dos fuentes de compuestos orgánicos. Otras fuentes importantes incluyen la madera y los productos de fermentación de los materiales de las plantas.

El hollín está lleno de hidrocarburos aromáticos que se forman debido a la combustión de materiales orgánicos, como la madera y la hulla. En la década de 1930 se demostró que un gran número de hidrocarburos con estructuras cíclicas, que se encontraban en el alquitrán de hulla del hollín eran carcinógenos, es decir, que causan cáncer. Los motores de combustión de los vehículos, la combustión de madera y de carbón para obtener calor y energía para realizar un trabajo son fuentes de hollín.

Mediante las perforaciones petroleras en alta mar se han encontrado valiosos depósitos de petróleo y gas natural. Estos depósitos son comunes bajo los océanos porque los organismos marinos microscópicos muertos, que incluyen algas, bacterias y plancton, quedaron depositados en el fondo del mar, en donde se modificaron sus restos como consecuencia de las altas temperaturas y presión.

Gas natural Los depósitos de gas natural contienen grandes cantidades de metano, junto con cantidades menores de alcanos de cinco átomos de carbono de longitud. Además de estos componentes orgánicos, los depósitos de gas natural también contienen dióxido de carbono gaseoso, nitrógeno gaseoso y helio gaseoso. El gas natural se forma de la misma manera que el petróleo y con frecuencia se encuentra junto con los depósitos de petróleo.

El gas natural fluye fácilmente a través de tuberías y se usa principalmente como combustible. El metano es el componente más conveniente del gas natural para su uso como combustible debido a que su combustión es limpia. Por tanto, el gas natural crudo de los depósitos se procesa para eliminar los componentes diferentes del metano antes de usarlo para combustión. El gas natural también se usa como materia prima para la fabricación de compuestos orgánicos pequeños.

Petróleo El petróleo es una mezcla compleja formada principalmente por alcanos y alcanos cíclicos. Como se muestra en la **figura 18.11**, el petróleo se obtiene, con frecuencia, mediante perforaciones petroleras en alta mar. Entre los productos que obtenemos del petróleo están la gasolina, combustible para aviones, queroseno, diésel, aceite combustible, asfalto y aceites lubricantes. Para poder usar estos productos orgánicos, se tienen que separar unos de otros. ¿Qué propiedades de los hidrocarburos permiten su separación?

Destilación fraccionada Una propiedad que permite separar los hidrocarburos es el punto de ebullición. Como aprendiste en el capítulo 5, la destilación es una técnica que se emplea para separar sustancias con diferentes puntos de ebullición. En la industria del petróleo se utilizan torres enormes para destilar el petróleo y obtener sus componentes en forma líquida. Dentro de la torre hay muchos platos, que proporcionan muchas superficies en las que tienen lugar diversos ciclos de evaporación y condensación. Con la repetición de los ciclos se logran separaciones más eficientes y fracciones que contienen sólo uno o pocos compuestos que se pueden aislar. Este método de separación se llama **destilación fraccionada**.

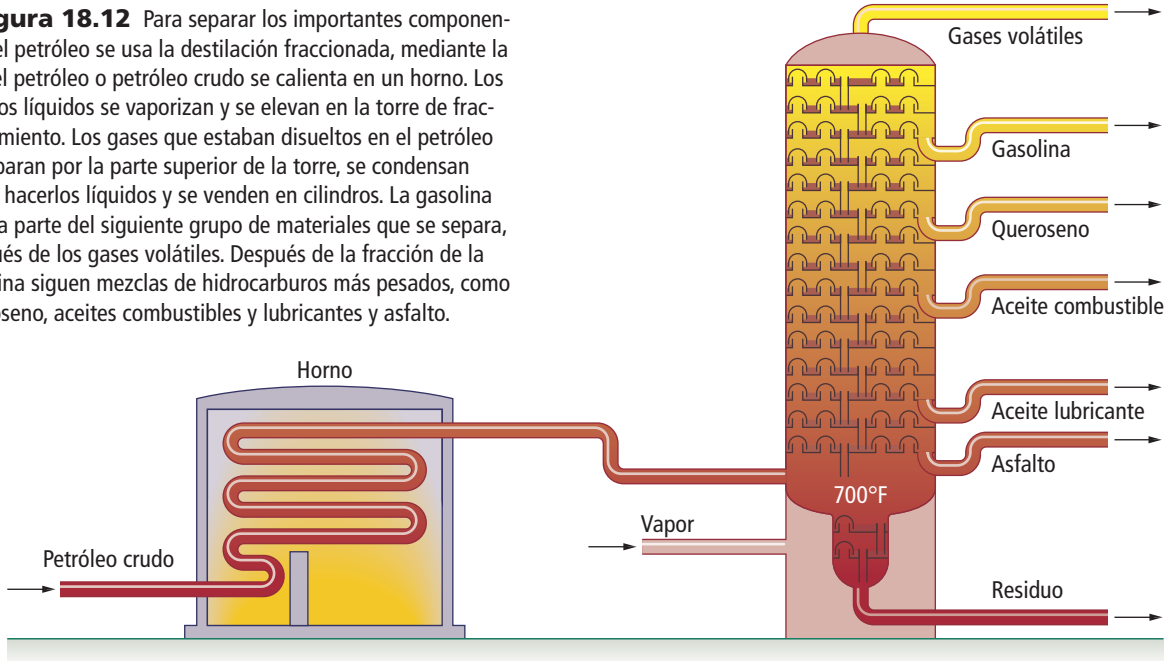
■ **Figura 18.11** La mayoría de los hidrocarburos provienen de combustibles fósiles como petróleo, gas natural y hulla.

Infiere ***por qué los depósitos de petróleo también se localizan bajo tierra firme.***

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Petróleo
proviene de las palabras latinas *petra,* que significa *piedra* y *oleum* que significa aceite.



■ **Figura 18.12** Para separar los importantes componentes del petróleo se usa la destilación fraccionada, mediante la cual el petróleo o petróleo crudo se calienta en un horno. Los alcanos líquidos se vaporizan y se elevan en la torre de fraccionamiento. Los gases que estaban disueltos en el petróleo se separan por la parte superior de la torre, se condensan hasta hacerlos líquidos y se venden en cilindros. La gasolina es una parte del siguiente grupo de materiales que se separa, después de los gases volátiles. Después de la fracción de la gasolina siguen mezclas de hidrocarburos más pesados, como queroseno, aceites combustibles y lubricantes y asfalto.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Destilación
proviene de las palabras latinas *de,* que significa *abajo* y *stillare,* que significa *gotear.*

En la **figura 18.12** se muestra de dónde salen los diferentes productos, a diferentes niveles de la torre, de acuerdo con sus puntos de ebullición. La temperatura de la torre se regula de forma que esté más caliente en el fondo y más fría en la parte superior. Como el punto de ebullición aumenta a medida que aumenta el peso molecular, los componentes más pesados, de mayor punto de ebullición, se condensan cerca del fondo y las moléculas más ligeras, con puntos de ebullición más bajos, se condensan cerca de la parte alta. Las tuberías que están conectadas a diferentes alturas permiten que los ingenieros químicos drenen cada fracción.

Craqueo y reformación El proceso de destilación fraccionada no produce las cantidades de hidrocarburos que necesita la industria. Por ejemplo, la gasolina, por lo general, es la fracción del petróleo que tiene mayor demanda, pero esta fracción constituye menos de la mitad del petróleo. ¿Cómo se puede incrementar la cantidad de hidrocarburos útiles? Los hidrocarburos que provienen de las fracciones más bajas de la torre son, principalmente, alcanos superiores. Éstos pueden convertirse en otros alcanos y alquenos más pequeños y de mayor utilidad mediante un proceso que se llama **craqueo**. El craqueo usa catalizadores o temperatura muy elevada, en ausencia de aire, para romper o reorganizar los hidrocarburos superiores. También se usa el craqueo para aumentar el porcentaje de gas natural al producir alquenos menores a partir de moléculas grandes. El craqueo del propano (C_3H_8) produce algo de metano (CH_4) y de eteno (C_2H_4) además de producir propeno (C_3H_6) e hidrógeno (H_2).

$$2CH_3CH_2CH_3 \xrightarrow[500\text{–}700°C]{} CH_4 + CH_2{=}CH_2 + CH_3CH{=}CH_2 + H_2$$

Otro proceso que emplea calor, presión y catalizadores para convertir alcanos superiores en otros compuestos se llama **reformación**. Se usa para formar hidrocarburos aromáticos.

La manera más económica para obtener la hulla que no está enterrada muy profundamente es mediante las excavaciones mineras en grandes áreas de terreno en las que se elimina toda la vegetación, esto causa problemas ambientales por el lavado del suelo, que queda expuesto una vez que se ha eliminado la hulla. Las leyes actuales de Estados Unidos exigen la restauración de la mayoría de las áreas excavadas.

La minería subterránea de la hulla puede ser un trabajo difícil, sucio y peligroso. Por lo general la hulla se encuentra a grandes profundidades y los mineros tienen que excavar largos túneles para poder encontrarla. Una máquina minera rompe la hulla y la conduce por una banda transportadora, que saca de la mina los trozos de hulla.

Hulla Igual que el petróleo y el gas natural, la hulla es un combustible fósil formado por los restos de plantas que quedaron enterrados bajo el agua y se vieron sometidos a aumentos de presión a medida que se formaron las capas de lodo. La hulla está constituida, en su mayoría, por carbono, pero también contiene muchas impurezas minerales. Su uso principal es como combustible y como fuente de hidrocarburos aromáticos. La hulla se obtiene de minas profundas o superficiales, como se muestra en la **figura 18.13**. Las áreas excavadas de las minas superficiales deben restaurarse para evitar la erosión del suelo.

■ **Figura 18.13** La hulla es el combustible fósil de mayor abundancia.

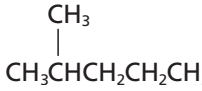
Sección 18.1 Evaluación

Resumen de la sección

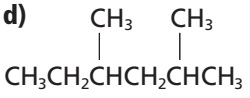
- Los alcanos son hidrocarburos saturados que sólo tienen enlaces sencillos entre los átomos de carbono, los alquenos y los alquinos son hidrocarburos insaturados.
- Los isómeros son compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero estructuras diferentes.
- Debido a que las propiedades dependen de la estructura, por lo general los isómeros tienen propiedades diferentes.
- El benceno pertenece a un grupo de hidrocarburos cíclicos muy estables. La gran estabilidad se debe a que los seis átomos de carbono de la molécula comparten seis electrones.
- Los componentes del petróleo se separan mediante destilación fraccionada.

3. Idea PRINCIPAL **Nombra** los compuestos orgánicos que se muestran.

a) $CH_3CH{=}CHCH_2CH_2CH_3$

b)


c) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

d)


4. Dibuja la estructura que corresponde al nombre de los hidrocarburos que se piden.

a) hexano
b) 3-etiloctano
c) trans-2-penteno
d) etino
e) 1,2-dimetilciclopropano
f) 1-butino

5. Enlista ¿Cuáles son las principales fuentes de los hidrocarburos? ¿En dónde se encuentran?

6. Analiza Las moléculas de los halógenos, como el Br_2, se pueden adicionar a los enlaces dobles mediante una reacción semejante a la hidrogenación. Dibuja la estructura del producto que se forma cuando se adiciona Br_2 al propeno.

7. Infiere ¿Es más importante almacenar octano o pentano en un recipiente sellado a baja temperatura? ¿Por qué?

Sección 18.2

Objetivos

- **Comparar y contrastar** las estructuras de las principales clases de hidrocarburos sustituidos.
- **Resumir** las propiedades y usos de cada clase de hidrocarburos sustituidos.

Revisión de vocabulario

alcano: un hidrocarburo saturado que contiene sólo enlaces sencillos entre átomos de carbono

Vocabulario nuevo

hidrocarburo sustituido
grupo funcional

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Hidrocarburos sustituidos

Idea PRINCIPAL Los grupos funcionales pueden sustituir a los átomos de hidrógeno de un hidrocarburo, lo que da como resultado una gran diversidad de compuestos orgánicos.

Vínculo con el mundo real ¿No se ve apetitoso y fresco un pastel de manzana fuera del horno? Puedes oler las manzanas, la canela, la nuez moscada y la vainilla. ¿Qué hace que estos ingredientes tengan aroma? Las manzanas, la canela, la nuez moscada, la vainilla y muchas otras frutas y especias contienen moléculas con un grupo de átomos característico, localizado en un extremo de la molécula.

Grupos funcionales

Cuando se mezclan el cloro y el metano gaseosos, en presencia de calor o de luz ultravioleta, se lleva a cabo una reacción explosiva en la que se produce una mezcla de los cuatro productos que se muestran en la **figura 18.14**. Observa que la estructura de estos compuestos es la misma que la de los hidrocarburos excepto por la sustitución de átomos de hidrógeno por átomos de otro elemento. Estos compuestos se llaman **hidrocarburos sustituidos**.

La parte de la molécula que tiene un ordenamiento específico de átomos, que es el responsable del comportamiento químico de la molécula base, recibe el nombre de **grupo funcional**. Los grupos funcionales pueden ser átomos, grupos de átomos o arreglos de los enlaces. Observa que en las estructuras que se muestran en la **figura 18.14**, uno o más de los átomos de hidrógeno del metano se han reemplazado por uno o más átomos de cloro.

Al reemplazar parte de un hidrocarburo con grupos funcionales, cambia la estructura, propiedades y usos de los compuestos. Por ejemplo el clorometano (CH_3Cl) es un gas que se usa como refrigerante, mientras que el diclorometano (CH_2Cl_2) es un líquido que se usa como disolvente para descafeinar el café. El triclorometano ($CHCl_3$), también conocido como cloroformo, anteriormente se usaba como anestésico. El tetraclorometano (CCl_4) que comúnmente se conoce como tetracloruro de carbono, es un disolvente que se usaba para lavar en seco y en los extintores de fuego.

Algunos grupos funcionales tienen estructuras complejas y están formados por un grupo de átomos en lugar de ser un solo átomo. Con frecuencia, estos grupos de átomos contienen oxígeno o nitrógeno y algunos, azufre o fósforo. Los enlaces dobles y triples también se consideran grupos funcionales. Muchos compuestos orgánicos contienen más de un tipo de grupo funcional. Los compuestos orgánicos sencillos se agrupan en categorías, de acuerdo con el grupo funcional que contengan. La **figura 18.15** te ayudará a visualizar la estructura y la función de los grupos funcionales más importantes.

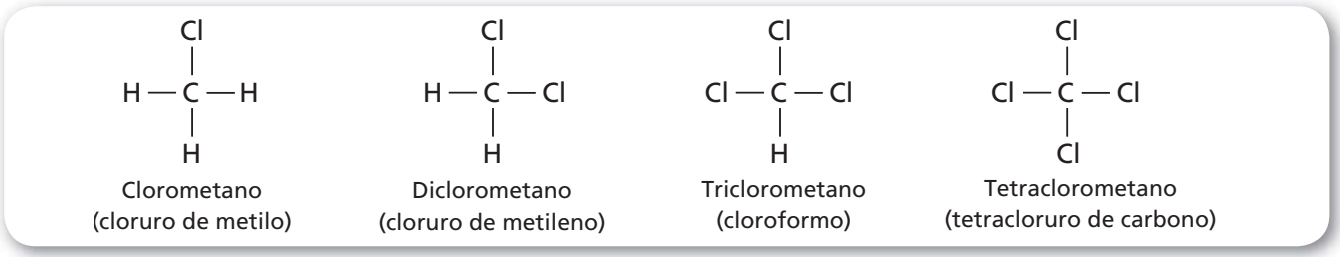


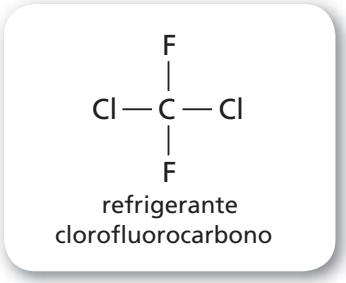
Figura 18.14 Por la reacción de cloro con metano gaseosos se pueden obtener cuatro productos, clorometano, diclorometano, triclorometano y propiedades y aplicaciones diferentes.

Figura 18.15

Visualización de grupos funcionales

Compuestos halogenados

Estructura: R—X, en donde X═F, Cl, Br o I
Grupo funcional: átomos de halógeno
Propiedades: alta densidad
Usos: refrigerantes, solventes, pesticidas, repelentes de polillas, en algunos plásticos
Funciones biológicas: hormonas tiroideas
Ejemplos: cloroformo, diclorometano, tiroxina, el refrigerante clorofluorocarbono, DDT, PCB, PVC

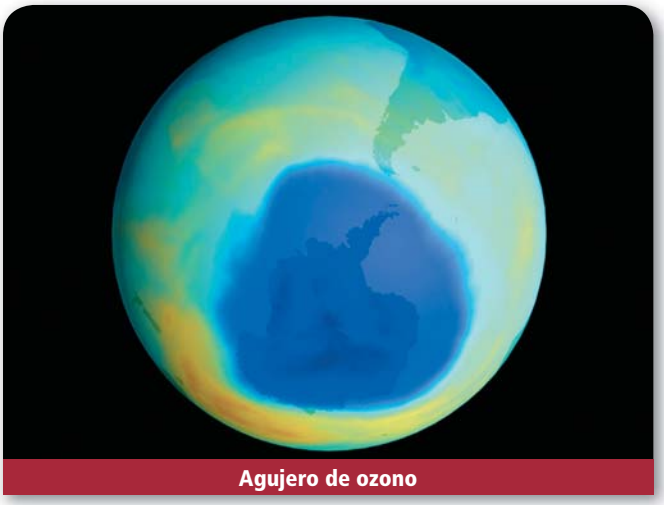


refrigerante clorofluorocarbono

Atomización de pesticidas

Muchos pesticidas, que se usan para la protección de los cultivos del daño causado por pestes como insectos y maleza, contienen halógenos como grupo funcional. Por ejemplo, la atrazina, que se usa en todo el mundo para el control de ciertos tipos de maleza, contiene un átomo de cloro unido a un anillo con carbono y nitrógeno. Como los pesticidas a menudo actúan por envenenamiento de la peste, debe regularse su uso.

Los clorofluorocarbonos (CFC) son compuestos sustituidos que contienen átomos de cloro y de flúor unidos al carbono. El CFC más común, el refrigerante clorofluorocarbono, tiene la fórmula CCl_2F_2. Los CFC se usaron mucho como propulsores en los aerosoles, como disolventes, como agente espumante para fabricar objetos con espumas plásticas y como refrigerante en aparatos de aire acondicionado, refrigeradores y congeladores. Sin embargo, en 1987, las principales naciones industriales del mundo acordaron reducir gradualmente el uso de CFC porque provocan el agotamiento de la valiosa capa de ozono en la parte alta de la atmósfera terrestre. Los CFC se están reemplazando por otros compuestos halogenados que no causan tanto daño a la atmósfera.


Agujero de ozono

Alcoholes

Estructura: R—O—H

Grupo funcional: grupo hidroxilo (—OH); un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno que, a su vez, está unido a la parte hidrocarbonada de la molécula

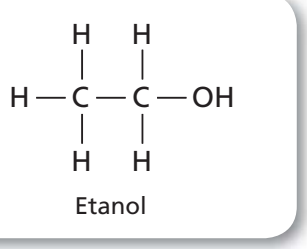
Propiedades: polares, por lo que atrae a las moléculas de agua; punto de ebullición elevado; los alcoholes con bajo peso molecular son solubles en agua

Usos: como disolventes, desinfectantes, como ingrediente en los enjuagues bucales y en los fijadores en aerosol para el cabello, como anticongelantes

Funciones biológicas: grupos reactivos en los carbohidratos, producto de fermentación

Ejemplos: metanol, etanol, isopropanol (un tipo de alcohol para fricciones), colesterol, azúcares

Alcohol para fricciones



Etanol

Un compuesto orgánico que contiene, por lo menos, un grupo hidroxilo, se llama alcohol. El nombre de un alcohol termina en -ol. Los alcoholes tienen muchos usos diferentes. Uno de los más importantes es como desinfectante para matar bacterias y otros microorganismos potencialmente dañinos. Por esta razón se pone etanol en los enjuagues bucales y el alcohol para fricciones se usa como desinfectante. El anticongelante también es un alcohol.

Ácidos carboxílicos

Grupo funcional: grupo carboxilo (—COOH); un átomo de oxígeno unido por enlace doble a un carbono, el cual también está unido a un grupo hidroxilo y a la parte hidrocarbonada de la molécula

Propiedades: ácidos, por lo general son solubles en agua, fuerte olor desagradable, forman sales metálicas en las reacciones ácido-base

Usos: como vinagre, saborizante de pasteles, en productos para el cuidado de la piel, en la producción de jabones y detergentes

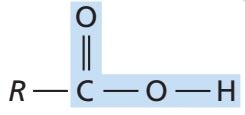
Funciones biológicas: feromonas; toxina contra la picadura de las hormigas; provocan el enranciamiento de la mantequilla y el muy desagradable olor de los pies

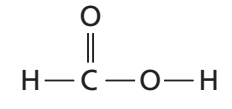
Ejemplos: ácido acético (en el vinagre), ácido fórmico, ácido cítrico (en los limones), ácido salicílico

Hormiga de fuego

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 876 para realizar una **comparación entre agua y alcohol**

estructura: 



Ácido fórmico (toxina contra la picadura de las hormigas)

Un compuesto que contiene un grupo carboxilo se conoce como un ácido carboxílico o un ácido orgánico. Muchas feromonas contienen el grupo funcional carboxilo. Las feromonas son compuestos orgánicos que los animales usan para comunicarse entre sí. Cuando una hormiga encuentra alimento, libera una feromona, dejando un rastro, para que otras hormigas de su colonia puedan seguirlo y llegar al lugar del alimento.

Ésteres

Son derivados de los ácidos carboxílicos en los que el —OH del grupo carboxilo ha sido reemplazado por un —OR de un alcohol

Propiedades: aromas fuertes, volátiles

Usos: saborizantes y fragancias artificiales, telas de poliéster.

Funciones biológicas: almacenamiento de grasa en las células, en el esqueleto fosfato-azúcar del ADN, sabores y fragancias naturales, cera de abejas

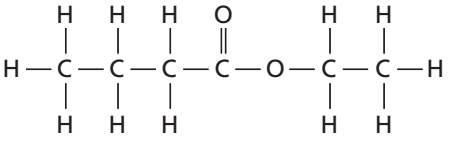
Ejemplos: aceite de plátano, aceite de gaulteria, triglicéridos (grasas)

Gaulteria

Piña

estructura: $R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-R'$

Un compuesto que se forma por la reacción de un ácido orgánico con un alcohol recibe el nombre de éster. En la producción de telas de poliéster se usan algunos ésteres. Muchos ésteres se emplean como saborizantes en productos alimenticios. Con frecuencia, los sabores naturales son mezclas complejas de ésteres y otros compuestos, mientras que los saborizantes artificiales por lo general contienen pocos compuestos y el sabor puede no ser exactamente igual al natural.



Butirato de etilo
(sabor de la piña)

Éter

Estructura: R—O—R·; un átomo de oxígeno unido a dos grupos hidrocarbonados

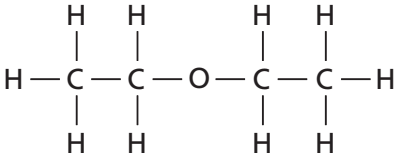
Propiedades: casi no reactivos, insolubles en agua, volátiles

Usos: como anestésicos, disolventes para grasas y ceras

Ejemplos: éter dietílico

Éter como anestésico

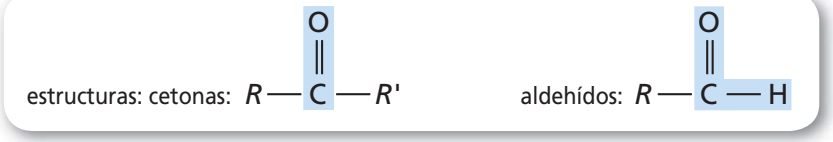
Un éter es un compuesto orgánico en el que un átomo de oxígeno está unido a dos partes hidrocarbonadas de la molécula. El éter dietílico, que frecuentemente se simplifica con el nombre de éter, es un buen anestésico. Como es insoluble en agua, atraviesa rápidamente la membrana que rodea las células. Actualmente no es común el uso del éter como anestésico porque es muy inflamable y provoca náuseas.



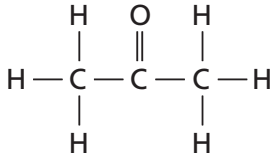
Éter dietílico

Cetonas y aldehídos

Grupo funcional: grupo carbonilo (—CO); un átomo de carbono unido por enlace doble a un átomo de oxígeno
Propiedades: muy reactivos, olores característicos
Usos: como disolventes, saborizantes, para la fabricación de plásticos y adhesivos, agentes para embalsamar
Ejemplos: acetona; formaldehído; sabor canela, a vainilla y a almendras.



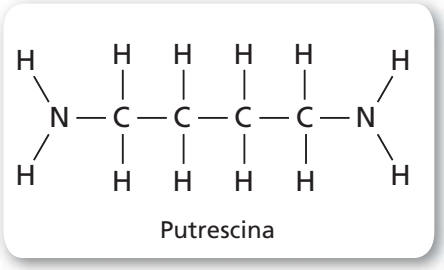
Los aldehídos y las cetonas son compuestos que contienen el grupo carbonilo. Si el grupo carbonilo está en el extremo de la cadena de carbonos, el compuesto recibe el nombre de aldehído. Si el grupo carbonilo no está en el extremo de la cadena, el compuesto es una cetona. La acetona es una cetona, es el disolvente que se usa, por lo general, en los quitaesmaltes para uñas. El esmalte para las uñas no es soluble en agua, pues si lo fuera se eliminaría cuando te lavas las manos. Es soluble en muchos compuestos orgánicos, como la acetona, que se usa para eliminarlo.


Acetona

Aminas y amidas

Estructura: amina: R—NH_2
Grupo funcional: amina: grupo amino (—NH_2); dos átomos de hidrógeno están unidos a un átomo de nitrógeno que, a su vez, está unido a la parte hidrocarbonada de la molécula
Amida: el grupo amino está unido a un grupo carbonilo (—$CONH_2$)
Propiedades: aminas: son básicas, con olor parecido al amoniaco
amidas: son neutras, la mayoría son sólidas
Usos: como disolventes, para las hormonas peptídicas sintéticas, en fertilizantes
Funciones biológicas: en los aminoácidos, hormonas peptídicas y proteínas; olor característico de algunos quesos
Ejemplos: urea, putrescina, cadaverina, Nutrasweet

Un compuesto orgánico que contiene un grupo amino recibe el nombre de amina. Las aminas y las amidas son moléculas biológicas importantes porque forman parte de las proteínas. Cuando un organismo muere, sus proteínas se descomponen formando muchos compuestos diferentes que contienen el grupo funcional amino. Estos compuestos tienen un olor característico y desagradable que pueden detectar algunos perros entrenados para localizar restos humanos y ayudar en las investigaciones forenses. La cadaverina también contribuye al mal olor del aliento.


Putrescina

MiniLab 18.2

Un aroma sintético

¿Puedes sintetizar un éster? Cuando se mezclan un ácido orgánico y un alcohol en las condiciones apropiadas, reaccionan y forman un éster. En este MiniLab vas a combinar metanol con ácido salicílico para producir un éster, el salicilato de metilo.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Prepara un baño de agua caliente para la reacción, llena un **vaso de precipitados de 250 mL** o de **400 mL** hasta casi la mitad con **agua de la llave** y colócalo en una **parrilla de calentamiento**. Deja que el agua se caliente, pero que no hierva.
3. Coloca 3 mL de **alcohol metílico** y 1 g de **ácido salicílico** en un **tubo de ensayo grande (20 mm × 150 mm)**. Mezcla los reactivos con un **agitador de vidrio**. **PRECAUCIÓN:** ***el alcohol metílico es inflamable.***
4. Agrega a la mezcla de reacción aproximadamente 0.5 mL (alrededor de 10 gotas, con un **gotero**) de **ácido sulfúrico concentrado** y agítala. No permitas que el ácido sulfúrico llegue al bulbo de hule del gotero.

   PRECAUCIÓN: ***el ácido sulfúrico concentrado es muy corrosivo para la piel, los ojos, tejidos corporales y para la mayoría de los materiales orgánicos. Si ocurre cualquier contacto, avísale a tu profesor inmediatamente.***
5. Coloca el tubo de ensayo, con su contenido, en el baño de agua caliente y deja que se caliente durante cinco o seis minutos.
6. Vierte el contenido del tubo de ensayo en unos 50 mL de **agua destilada fría** en un **vaso de precipitados pequeño**. Tapa el vaso de precipitados con un vidrio de reloj y déjalo en reposo durante uno o dos minutos.
7. Quita el vidrio de reloj y dirige el olor del salicilato de metilo hacia tu nariz. Anota tus observaciones.

Análisis

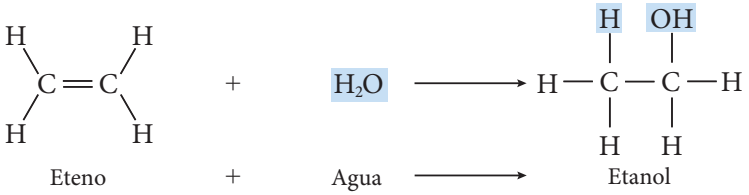
1. **Identifica** ¿Qué olor familiar tiene el salicilato de metilo?
2. **Reporta** Busca la fórmula estructural de los reactivos en un libro de referencia y escribe la ecuación de la reacción, usando las fórmulas estructurales.
3. **Infiere** ¿Qué reactivos orgánicos se requerirían para producir el éster butirato de etilo?

Fuentes de los grupos funcionales

Los alcanos no son muy reactivos, por lo que es difícil que reaccionen directamente para formar hidrocarburos sustituidos. Al principio de esta sección leíste acerca de una reacción que se usa para sustituir los átomos de hidrógeno del metano por átomos de cloro. Esa reacción no es práctica porque se forma una mezcla de cuatro productos diferentes. Se debe separar y purificar cada uno de ellos antes de usarlos.

Los alcoholes son mejor elección que los alcanos como materia prima para la síntesis de compuestos orgánicos. Los alcoholes se pueden convertir en compuestos que contengan casi todos los otros tipos de grupos funcionales.

¿De dónde provienen todos los alcoholes que necesita la industria? El craqueo de los productos del petróleo forma alquenos, que se pueden convertir fácilmente en alcoholes mediante su reacción con agua. Este proceso se usa para sintetizar etanol, el compuesto con dos átomos de carbono que contiene un grupo funcional alcohol.



■ **Figura 18.16** Se puede producir etanol, industrialmente, por la fermentación de azúcares y almidones, mediante levaduras. Estos azúcares y almidones provienen de materiales vegetales como las uvas que crecen en los viñedos, como el que se muestra.
Indica ***otras fuentes de azúcar y almidón.***

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con hidrocarburos sustituidos, revisa los problemas adicionales de la página 838.

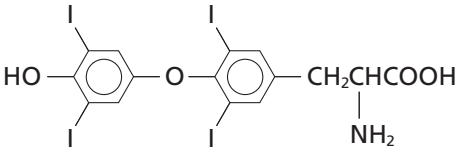
Una segunda fuente natural de etanol constituye un suministro conveniente de esta molécula reactiva. Las células de la levadura producen etanol al fermentar los azúcares y almidones de los materiales de las plantas, como las uvas que se muestran en la **figura 18.16**. La fermentación produce cantidades mucho menores de etanol que las de la reacción entre eteno y agua; se usa en la industria principalmente para producir el etanol de las bebidas alcohólicas.

Sección 18.2 Evaluación

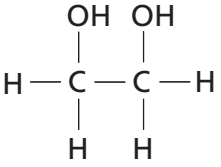
Resumen de la sección

- La organización especial de enlaces, átomos o grupos de átomos, que proporcionan características predecibles a las moléculas, se llaman grupos funcionales.
- Los átomos y grupos de átomos se sustituyen en anillos de carbonos y en cadenas para formar hidrocarburos sustituidos.
- Los compuestos que contienen un grupo funcional específico comparten propiedades características.

8. Idea PRINCIPAL **Explica** por qué los compuestos orgánicos con estructuras semejantes con frecuencia tienen usos semejantes.
9. **Distingue** entre un aldehído y una cetona.
10. **Identifica** Copia la estructura de la tiroxina, una hormona tiroidea, que aparece a continuación. Enciérrala en un círculo y nombra cada tipo de grupo funcional presente.



11. **Explica** por qué los alquenos y los alquinos contienen grupos funcionales pero no son hidrocarburos sustituidos.
12. **Infiere** El etilenglicol, que se usa como anticongelante en los radiadores de los automóviles, tiene dos grupos hidroxilo, como se muestra a continuación. ¿Qué puedes inferir acerca del punto de ebullición, punto de congelamiento y solubilidad en agua de este compuesto, a partir de su estructura?



Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 18.3

Objetivos

- **Identificar** los monómeros que forman polímeros específicos.
- **Dibujar** la fórmula estructural de los polímeros que se forman con un monómero determinado.
- **Diferenciar** entre las reacciones de polimerización por condensación y por adición.
- **Resumir** la relación que existe entre la estructura y las propiedades de los polímeros.

Revisión de vocabulario

grupo funcional: la parte de una molécula que es, en gran medida, responsable del comportamiento químico de la molécula

Vocabulario nuevo

polímero
monómero
reacción de adición
reacción de condensación
cruzamiento de enlaces
termoplástico
termofijo

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección en tu organizador plegable.

Plásticos y otros polímeros

Idea PRINCIPAL **Los polímeros son moléculas orgánicas grandes formadas por muchas unidades más pequeñas que se repiten.**

Vínculo con el mundo real El 6 de abril de 1938, un joven químico, Roy Plunkett, que trabajaba en la preparación de un compuesto que se usaba para refrigeración, abrió la válvula de un tanque del reactivo que pensaba usar en el proceso, el tetrafluoroeteno gaseoso. Se quedó asombrado al ver que no fluía el gas después de haber abierto la válvula y decidió abrir el tanque. Descubrió un sólido blanco, ceroso, en lugar del gas que esperaba. Actualmente, este sólido te resulta familiar, se usa como cubierta antiadherente en ollas y cacerolas. También se usa en dentaduras postizas, en articulaciones artificiales y en válvulas cardiacas, en trajes espaciales y en tanques de combustible para naves espaciales.

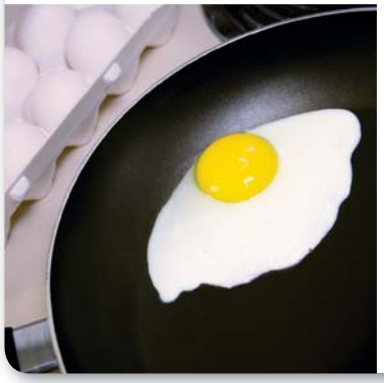
Monómeros y polímeros

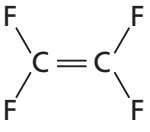
¿Cómo se forma un sólido blanco, ceroso, a partir del tetrafluoroeteno gaseoso, incoloro? Se puede encontrar una pista del tipo de reacción que sucede en las propiedades de las dos sustancias. La mayoría de las moléculas no polares pequeñas tienden a ser gases a temperatura ambiente, mientras que las moléculas grandes por lo general son sólidos. Cuando se determinó la estructura del sólido ceroso, se descubrió que la molécula estaba formada por cadenas de carbonos con átomos de flúor unidos a ellas. Por alguna razón, las moléculas de tetrafluoroetileno gaseosas habían reaccionado entre sí para formar moléculas con cadenas largas.

Una molécula grande formada por muchas unidades, más pequeñas, que se repiten, recibe el nombre de **polímero**. Un polímero se forma cuando se unen cientos o miles de unidades pequeñas individuales, que se llaman **monómeros**, y forman cadenas. Los monómeros que se unen entre sí para formar un polímero pueden ser iguales o diferentes. Cuando se formó el sólido blanco ceroso en el tanque, se combinaron muchos pequeños monómeros de tetrafluoroetileno para formar grandes polímeros de politetrafluoroetileno. En las estructuras de la **figura 18.17** se muestra un monómero y un polímero.

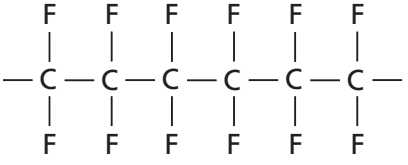
■ **Figura 18.17** El recubrimiento antiadherente de esta sartén es útil porque no es reactivo y los alimentos no se pegan en él. La molécula estable que forma la cubierta antiadherente está formada por moléculas de tetrafluoroetileno unidas entre sí para formar politetrafluoroetileno.

Infiere *¿Por qué es importante que el recubrimiento de una sartén sea estable y no reactivo?*





Tetrafluoroetileno



Polímero de teflón

■ **Figura 18.18** Los polímeros tienen una gran variedad de propiedades y aplicaciones. Las mangueras para jardines, las lentes de muchos anteojos, así como los contenedores de espuma de poliestireno representan unos cuantos ejemplos de los polímeros que nos rodean todos los días.

Las propiedades de un polímero son diferentes de las propiedades de los monómeros que los constituyen. Por ejemplo, el plástico polietileno de los envases para leche se origina cuando muchas moléculas de etileno gaseoso reaccionan para formar cadenas largas. Las propiedades características de un polímero determinado, como fuerza de tensión, repelencia al agua o flexibilidad están relacionadas con el enorme tamaño de los polímeros y con la manera en que se unen los monómeros. En la **figura 18.18** se muestra la gran variedad de propiedades físicas de algunos polímeros.

Vocabulario

Origen de la palabra

Polímero
proviene de las palabras griegas *muchos*, y *meros*, que significa *parte*.

Polímeros sintéticos Como seguramente lo has descubierto al ver la **figura 18.18**, los polímeros se encuentran en muchas cosas. Las telas, como el nailon y el poliéster, las bolsas y las botellas de plástico, las ligas de hule y muchos otros productos que ves todos los días están formados por polímeros ¿Cuántos polímeros identificas en la **figura 18.19**? ¿Qué tienen en común los polímeros que forman cosas tan diferentes? Todos son moléculas grandes formadas por pequeñas unidades que se repiten.

Los químicos han sintetizado polímeros en el laboratorio desde hace sólo alrededor de 100 años. ¿Puedes imaginarte la vida antes de que la gente contara con esos polímeros sintéticos? Te podrías haber mojado en el camino a la escuela sin un impermeable de nailon, te podrías haber comido un emparedado duro como refrigerio si no hubiera bolsas de plástico, o habrías usado un pesado uniforme de algodón para tu actividad deportiva en lugar de una tela sintética, más ligera. Muchos polímeros han aumentado la comodidad de nuestra vida.

■ **Figura 18.19** Actualmente las actividades deportivas serían diferentes sin los polímeros sintéticos. Por lo general, las pelotas, los uniformes, el pasto artificial, las vendas que se usan cuando hay alguna torcedura así como los protectores, están hechos con polímeros. Es más seguro jugar en el pasto artificial moderno que en el pasto natural.

QUIMILAB

IDENTIFICACIÓN DE POLÍMEROS

Contexto

Durante siglos, los polímeros que se usaron para hacer ropa fueron algodón, lana y seda. Los químicos, tratando de mejorar estos polímeros naturales para satisfacer objetivos específicos, han diseñado muchos polímeros sintéticos que también se usan para hacer telas. Entre ellos está el nailon, rayón, acetato y los poliésteres.

Se han diseñado muchas telas sintéticas con apariencia y textura parecidas a los polímeros naturales pero también se diseñaron porque tienen mejores propiedades, como resistencia a arrugarse, repelencia al agua o secado rápido. Sin embargo, estas imitaciones no pueden engañar a un químico; en unos cuantos minutos se pueden realizar pruebas sencillas para distinguir las cosas reales de las imitaciones. Esto es así porque las diferencias en su estructura conducen a diferencias en sus propiedades. En este experimento identificarás muestras de telas, probando sus propiedades características.

Pregunta

¿Qué prueba se puede realizar para diferenciar entre los polímeros que se usan en las telas?

Objetivos

- **Analizar** los cambios en las muestras de las telas causados por la flama y las pruebas químicas.
- **Clasificar** las telas por el tipo de polímero, con base en los resultados de las pruebas.

Preparación

Materiales

muestras de telas A-G (7 tipos, seis trozos de 0.5 × 0.5 cm^2 de cada tipo)
mechero de Bunsen
tubos de ensayo medianos (4)
vidrio de reloj
papel tornasol rojo
hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
cloruro de bario ($BaCl_2$) 1*M*
H_2SO_4 concentrado
solución de yodo
sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) 0.05*M*
vasos de precipitados de 100 mL (2)
varilla de vidrio para agitar
vaso de precipitados con agua
pinzas
pinzas para tubo de ensayo
gradilla
pipeta de 10 mL
probeta graduada de 25 mL
hidróxido de sodio (NaOH) 3*M*
acetona

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado cuando trabajes con una flama y al manejar ácidos y bases concentradas. No inhales los olores de los plásticos. Este experimento debe realizarse en una campana de extracción.***

Procedimiento

Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.

Pruebas a la flama

1. Elabora una tabla de datos semejante a la Tabla de datos 1 de la sección Datos y observaciones de la página 651.
2. Usa pinzas para sujetar un cuadro de la tela A sobre la flama de un mechero de Bunsen, durante 2 segundos, como se muestra en las fotos de la página 650.
3. Quita la tela de la flama y sopla la flama de la tela, si es que se sigue quemando.
4. Nota el olor dirigiendo el humo de la muestra quemada hacia tu nariz. Asegúrate de que la tela ya no se queme sumergiéndola en un vaso de precipitados con agua.
5. Anota tus observaciones acerca de la forma como se quema la tela en la flama, el olor que despide y las características del residuo que queda después de haberse quemado.
6. Repite los pasos 2 al 5 seis veces, usando las muestras de telas B a G.
7. Usa la tabla de la página 650 para hacer una identificación preliminar de tus muestras.

Tabla para identificación preliminar			
Tipo de polímero	**Forma de combustión**	**Olor durante la combustión**	**Tipo de residuo**
Seda o lana	Se quema y se carboniza	Como el cabello	Como gota quebradiza
Algodón	Se quema y se carboniza	Como el papel	Cenizas
Nailon, poliéster, acetato o acrílico	Se quema y se funde	Químico	Como gota de plástico

Pruebas químicas

Usa la identificación preliminar para determinar cuáles pruebas son necesarias para identificar cada muestra de tela. No necesitas hacer todas las pruebas con todas las telas. Elabora una tabla de datos semejante a la Tabla de datos 2 de la página 651 y anota todos tus resultados.

1. **Prueba de nitrógeno** Coloca un cuadrado de la tela en un tubo de ensayo y agrégale 1 g de $Ca(OH)_2$. Sujeta el tubo con unas pinzas para tubo de ensayo y caliéntalo suavemente en la flama de un mechero de Bunsen, mientras, con otras pinzas, sujeta un trozo de papel tornasol rojo en la boca del tubo. Si el papel tornasol se vuelve azul, indica la presencia de nitrógeno. Sólo la seda, la lana, el nailon y el acrílico contienen nitrógeno.
2. **Prueba de azufre** Introduce un cuadrado de una tela en un tubo de ensayo con 10 mL de NaOH 3*M* y caliéntalo suavemente hasta que hierva manteniéndolo sobre la flama de un mechero de Bunsen. Cuida de no apuntar el tubo hacia ninguna persona. Enfría la solución, agrega 30 gotas de la solución de $BaCl_2$ y observa si se forma, o no, un precipitado. Sólo la lana contiene la cantidad de azufre suficiente para formar un precipitado de sulfuro de bario.
3. **Prueba de celulosa** Coloca un cuadrado de una tela en un vaso de precipitados, cúbrelo usando aproximadamente 2 mL de H_2SO_4 concentrado y luego, con cuidado, transfiere el contenido a otro vaso de precipitados que contenga 10 gotas de solución de yodo en 25 mL de agua. Lava el vaso de precipitados vacío con bastante agua. El algodón forma un color azul oscuro después de 1 o 2 minutos y el acetato forma este color después de 1 o 2 horas. **PRECAUCIÓN**: ***Manipula con cuidado el vaso de precipitados que contiene el ácido sulfúrico.***
4. **Prueba de proteínas** Coloca un cuadrado de tela en un vidrio de reloj y agrégale 10 gotas de $CuSO_4$ 0.05*M*. Espera 5 minutos y después usa unas pinzas para sumergir la tela, durante 5 segundos, en un tubo de ensayo que contenga NaOH 3*M*. La seda y la lana son proteínas poliméricas por lo que, al realizar esta prueba, tomarán un color morado oscuro.
5. **Prueba con ácido fórmico** Coloca en un tubo de ensayo la muestra a la que le vayas a hacer la prueba con ácido fórmico y llévaselo a tu profesor, quien realizará esta prueba en una campana extractora. El profesor debe agregarle 1 mL de ácido fórmico al tubo de ensayo y agitarlo con una varilla de vidrio. Observa si la tela se disuelve, o no, en la solución. La seda, el acetato y el nailon se disuelven en ácido fórmico.

Datos y observaciones

Tabla de datos 1

Muestra	Tipo de combustión	Olor durante la combustión	Tipo de residuo
A			

Tabla de datos 2

Muestra	Nitrógeno	Azufre	Celulosa	Proteínas	Ácido fórmico	Acetona
A						

6. **Prueba con acetona** Agrega un cuadrado de una tela a un tubo de ensayo con 1 mL de acetona, agítalo con una varilla de vidrio y observa si la tela se disuelve o no. Sólo el acetato se disuelve en acetona. **PRECAUCIÓN:** ***Realiza esta prueba lejos de cualquier flama.***
7. **Elimina** todos los productos de tus pruebas como te indique tu profesor.

Análisis y conclusiones

1. **Razona críticamente** ¿Por qué crees que es necesario agregar NaOH y calentar antes de agregar el $BaCl_2$ en la prueba de azufre?
2. **Compara y contrasta** la forma en que se queman los polímeros sintéticos y los polímeros naturales.
3. **Clasifica** Usa tus datos de las pruebas a la flama y las pruebas químicas para clasificar cada muestra de tela que analizaste como polímero de seda, algodón, lana, nailon, acrílico, acetato o poliéster.

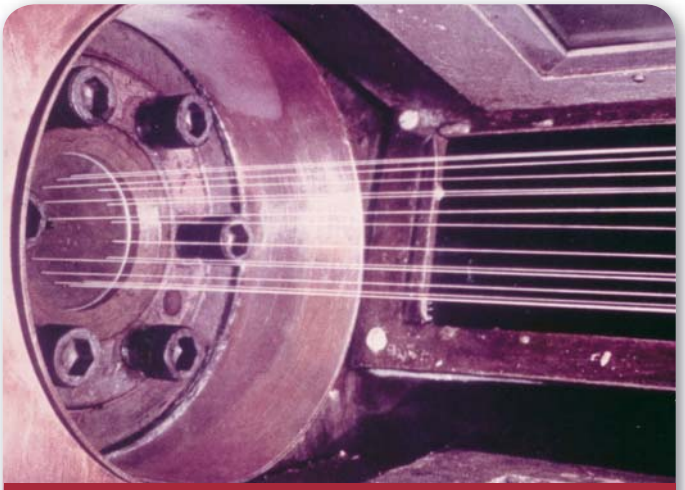
Aplicación y evaluación

1. **Explica** ¿Qué indica, con respecto a la estructura de los polímeros, un residuo parecido a una gota de plástico, que queda después de la combustión de algunos polímeros?
2. **Interpreta** Si la combustión de la seda y de la lana tiene un olor parecido al de la combustión del cabello, ¿qué indica ello con respecto a la estructura del cabello?
3. **Predice** ¿Qué resultados esperarías ver en la flama y en las pruebas químicas si estuvieras analizando una muestra de una tela hecha de una mezcla de poliéster y algodón?

CONTINÚA INDAGANDO

¿Esperarías que la lana también formara un color azul oscuro en la prueba de la celulosa? Explica tu hipótesis.

Hilandera natural



Hilandera industrial

■ **Figura 18.20** Cuando las moléculas de un polímero se fuerzan a pasar a través de los pequeños orificios de las hiladoras, se forman hebras largas y finas, tanto de manera natural como industrial.

Polímeros naturales Los laboratorios no constituyen el único lugar donde se sintetizan los polímeros. Las células vivas son eficientes fábricas de polímeros. Las proteínas, el ADN, el exoesqueleto de quitina de los insectos, la lana, las sedosas telarañas, los capullos de las polillas y el saco gelatinoso que rodea los huevos de las salamandras son polímeros naturales. Las fuertes fibras de celulosa que proporcionan la fuerza y rigidez suficiente a los troncos de los árboles que les permite alcanzar alturas de cientos de metros, están formadas por monómeros de glucosa, que es un sólido cristalino, de sabor dulce.

Los científicos han desarrollado muchos polímeros sintéticos en un intento por superar a la naturaleza. Por ejemplo, el nailon se desarrolló como un posible sustituto de la seda. La idea del proceso mediante el que se forman los hilos en las fábricas está tomada de las arañas. En la **figura 18.20** observa la semejanza entre la hilandera de una araña y una hilandera industrial.

MiniLab 18.3

Polímeros absorbentes

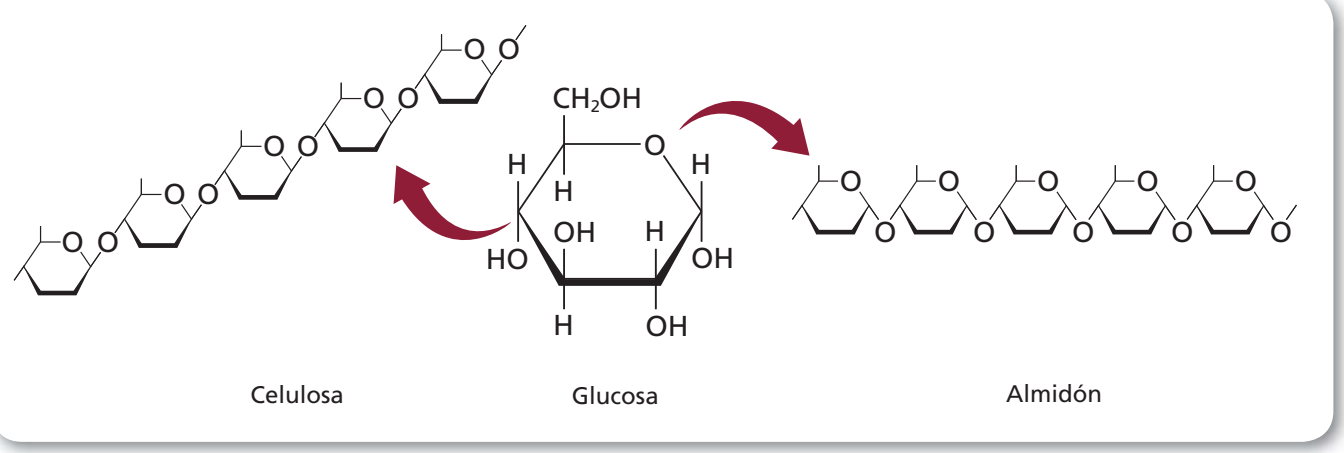
¿Cuánta agua pueden mantener los pañales desechables? Algunas veces es útil la capacidad de algunos polímeros para repeler al agua, propiedad que te mantiene seco cuando usas un impermeable. Otras veces, es deseable que los polímeros absorban agua. Los pañales desechables contienen un polímero superabsorbente. En este MiniLab determinarás cuánta agua pueden absorber los polímeros de dos marcas diferentes de pañales.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Consigue dos **pañales desechables** del mismo tamaño pero de marca diferente.
3. Llena con agua de la llave una **probeta graduada de 100 mL** y vierte el agua, lentamente, en el centro de uno de los pañales. Deja de poner agua en el momento en que empiece a escurrir del pañal.
4. Anota el volumen de agua que absorbió el pañal.
5. Repite los pasos 3 y 4 con el otro pañal.

Análisis

1. **Compara** ¿Cuál puede ser la diferencia entre los dos pañales que hace que uno absorba más agua que el otro?
2. **Analiza** ¿Cómo podría ayudar al crecimiento de las plantas de un invernadero colocar un polímero superabsorbente alrededor de las raíces de las plantas?



La estructura de los polímeros Si analizas la estructura de un polímero, puedes identificar la unidad repetitiva del monómero que lo forma. Como las moléculas de los polímeros son grandes, por lo común se representan mostrando sólo una parte de la cadena. La parte que se muestra incluye, por lo menos, una unidad repetitiva completa.

Observa con cuidado la estructura de un segmento de la molécula de celulosa que se muestra en la **figura 18.21**. La celulosa es un polímero que se encuentra en la pared de las células vegetales, como las que forman la madera, el algodón y las hojas. Es la encargada de proporcionar la fuerza estructural a las plantas. ¿Puedes encontrar las partes que se repiten en la estructura de la celulosa? Observa que todas las partes cíclicas de la molécula son idénticas. Éstas constituyen las unidades del monómero, que se combinan para formar el polímero. El nombre del monómero de la celulosa es glucosa. En la **figura 18.21** se muestran las unidades de glucosa, de manera simplificada, sin dibujar los átomos de carbono e hidrógeno.

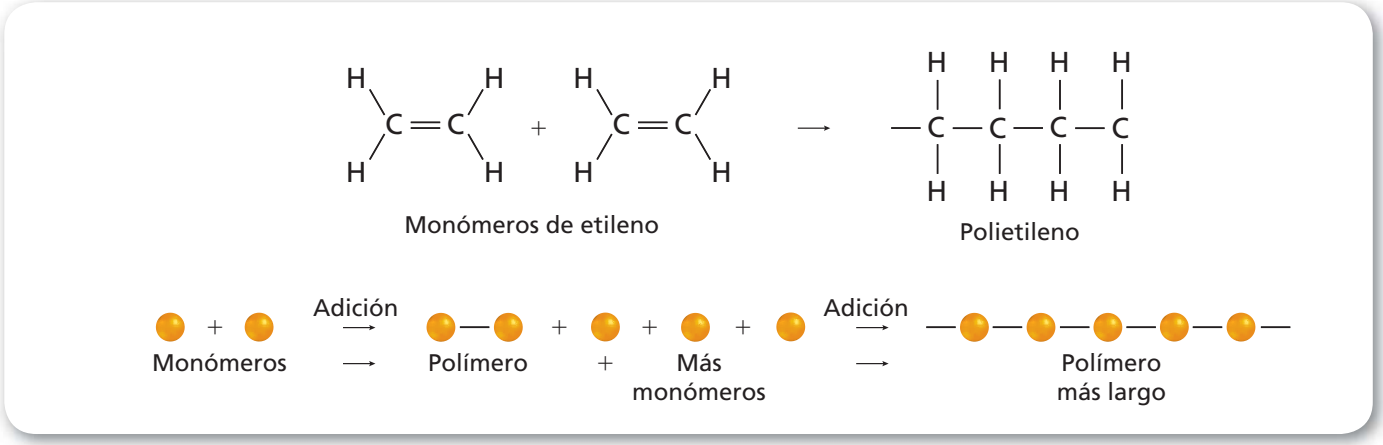
Otro polímero natural de origen vegetal que se forma a partir de monómeros de glucosa es el almidón. Analiza la estructura del almidón en la **figura 18.21** para ver si puedes encontrar la diferencia entre el almidón y la celulosa. Tanto la celulosa como el almidón están formados sólo por monómeros de glucosa. La diferencia entre ellos es la forma en que están unidos entre sí los monómeros. En el almidón, el átomo de oxígeno que une cada par de monómeros apunta hacia abajo; en la celulosa, el átomo de oxígeno apunta hacia arriba. Esto parece ser una diferencia sin importancia, pero cambia totalmente las propiedades de los dos polímeros.

■ **Figura 18.21** Las moléculas de celulosa tienen una longitud aproximada de varios cientos a varios miles de unidades de glucosa, dependiendo de la fuente. Las moléculas de almidón por lo general tienen una longitud de cientos de unidades de glucosa. Además de formar cadenas lineales, las moléculas de glucosa forman un polímero ramificado.

■ **Figura 18.22** La celulosa se encuentra en la pared celular de frutos y vegetales y los humanos no podemos digerirla. Cuando se digiere el almidón, se rompe en moléculas de glucosa que pueden absorberse en el tracto digestivo.

Alimentos que contienen celulosa

Alimentos que contienen almidón



■ **Figura 18.23** Los monómeros de etileno, mediante una reacción de adición, forman polietileno, material que se usa para hacer las bolsas de plástico, el material con el que se envuelven los alimentos y las botellas. El par de electrones extra del enlace doble de cada monómero de etileno se usa para formar un nuevo enlace con otro monómero.

Polimerización

¿Cómo crees que se forman los diferentes tipos de polímeros? La polimerización es un tipo de reacción química en la que los monómeros se unen entre sí uno detrás de otro, para formar cadenas largas. Los dos tipos principales de reacciones de polimerización son polimerización por adición y polimerización por condensación. El tipo de reacción que efectúa un monómero depende de su estructura.

Reacciones de adición La reacción por la que se forma el politetrafluoroetileno a partir de su monómero, el tetrafluoroetileno, recibe el nombre de una **reacción de adición**. En este tipo de reacción, los monómeros que contienen enlaces dobles se adicionan uno a continuación de otro, hasta formar cadenas largas. El producto de una polimerización por adición contiene todos los átomos de los monómeros iniciales. En la **figura 18.23** puedes observar que el monómero etileno contiene un enlace doble, mientras que en el polietileno no aparece ninguno. Cuando los monómeros se adicionan unos a otros en la polimerización por adición, se rompen los enlaces dobles. De esta forma, todos los carbonos de la cadena principal de un polímero por adición están unidos por enlaces sencillos. En la **figura 18.24** se muestran otros polímeros que se obtienen mediante polimerización por adición.

■ **Figura 18.24** Estos polímeros se forman por la polimerización de monómeros.

Se puede formar una película con el polietileno de baja densidad, fundido. Este plástico duro forma una barrera que los olores de los alimentos no traspasan, por lo que resulta útil para envolver y almacenar alimentos.

El poliacetato de vinilo es otro plástico que se obtiene mediante la polimerización por adición. Cuando se mezcla con azúcar, saborizantes, glicerol (para suavizarlo) y otros ingredientes, se convierte en goma de mascar.

Química cotidiana

La química y el rizado permanente

Unos días con el cabello difícil pueden lograr que vayas al estilista en busca de un rizado permanente. Tu cabello resiste los cambios químicos causados por un rizado permanente.

¿Qué sucede con un rizado permanente? Las lociones para el rizado permanente están diseñadas para penetrar las escamas de la cutícula, que constituyen la capa externa del cabello. Las lociones funcionan porque afectan la estructura de las proteínas que forman el cabello. En la proteína que forma el cabello humano se encuentra el aminoácido cisteína, que contiene un átomo de azufre. Los átomos de azufre de moléculas vecinas de cisteína, en la proteína que forma el cabello, forman fuertes enlaces covalentes disulfuro (S—S), como se muestra en la **figura 1**. Este cruzamiento de enlaces entre las moléculas de cisteína mantiene en su lugar las cadenas de proteína del cabello y afecta la forma y fuerza del mismo.

Cuando te haces un rizado permanente, la primera loción ondulante que se aplica, como en la **figura 2**, rompe los enlaces disulfuro. Entonces, después de que el cabello se mantiene en su nueva forma, se trata con una loción neutralizadora, que crea nuevos enlaces cruzados entre las moléculas de cisteína para mantener el cabello con la forma nueva. En este proceso suceden dos reacciones químicas. Durante la primera, la loción ondulante reduce cada uno de los enlaces disulfuro a dos grupos —SH. En la segunda, la loción neutralizadora oxida los grupos —SH para formar nuevos enlaces disulfuro.

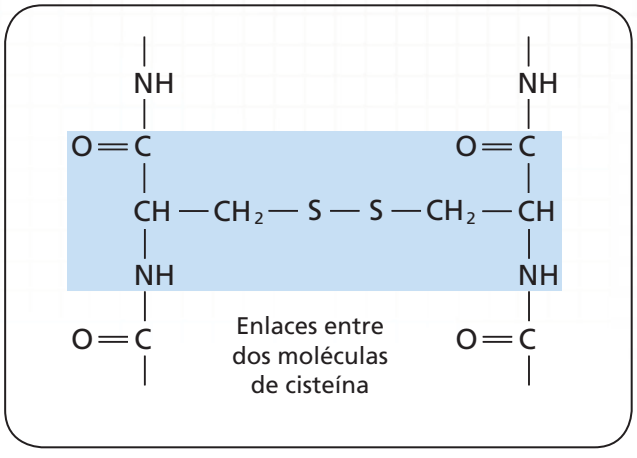


Figura 1 Las moléculas de cisteína forman enlaces disulfuro.

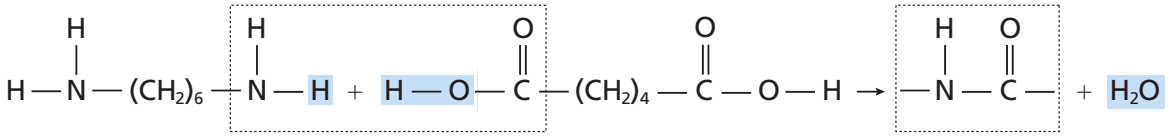
Figura 2 La aplicación de la loción ondulante reduce la cantidad de enlaces disulfuro.

Tipos de rizado permanente Se dispone de dos tipos de lociones para el rizado permanente. Las lociones alcalinas usan, como agente reductor, tioglicolato de amonio. La alcalinidad hace que las escamas de la cutícula se hinchen y se abran, lo que permite que la loción penetre fácilmente. Las ventajas del rizado permanente alcalino son que forma rizos más fuertes y con mayor duración, requiere de menos tiempo (por lo general entre 5 y 20 minutos) y se realiza a temperatura ambiente. El rizado permanente alcalino se usa en cabello resistente.

Las lociones con balance ácido para rizado permanente contienen ácido monotioglicólico. Por lo general, las lociones ácidas penetran ligeramente en la cutícula. Ésta es la razón por lo que el proceso necesita más tiempo y requiere de la aplicación de calor para que se formen los rizos. Las ventajas de las lociones con balance ácido son que forman rizos más suaves, se controla con mayor facilidad y se pueden usar para cabello delicado o cabello decolorado.

Explorando más

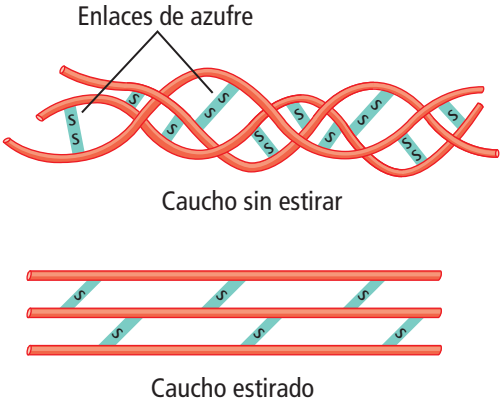
1. **Investiga** Busca más información acerca de las proteínas del cabello. ¿En dónde más se encuentra esta proteína?
2. **Aplicaciones** ¿Por qué el cabello que ha sido decolorado o sobre el que se ha hecho un rizado permanente absorbe la loción más rápido que un cabello que no se ha tratado previamente?



■ **Figura 18.25** La condensación de dos monómeros diferentes, 1,6-diaminohexano y ácido adípico, se usa para hacer el tipo de nailon más común. Los diferentes tipos de nailon se nombran de acuerdo con el número de átomos de carbono en cada unidad de monómero. Este tipo de nailon se llama nailon 66.

Establece ***¿Cuántos átomos de carbono hay en cada uno de los dos monómeros?***

■ **Figura 18.26** Cuando se estira y luego se suelta una pieza de caucho vulcanizado, que es caucho con enlaces cruzados, como el de las bandas de hule, los enlaces cruzados hacen que las cadenas del polímero regresen a su forma original. Sin la vulcanización, las cadenas se deslizarían entre sí.



Reacciones de condensación En el segundo tipo de reacciones de polimerización, los monómeros se adicionan unos a otros para formar cadenas, como en una reacción de adición. Sin embargo, cada vez que se forma un nuevo enlace también se forma una molécula pequeña, por lo general de agua, a partir de los átomos de los monómeros. En dicha reacción, cada monómero debe tener dos grupos funcionales para poder adicionarse por los dos extremos a otra unidad de la cadena. Este tipo de polimerización se llama **reacción de condensación** porque una parte del monómero no se incorpora al polímero y se separa, por lo general como agua, a medida que se combinan los monómeros.

En una reacción de condensación un átomo de hidrógeno de un extremo de un monómero se combina con el grupo —OH del extremo de otro monómero para formar agua. La reacción de condensación se usa para formar un tipo de nailon, como se muestra en la **figura 18.25**. Otros plásticos que se forman por polimerización por condensación incluyen el plástico duro, resistente al calor, que se usa para las asas de los tostadores y de los utensilios de cocina, y el politereftalato de etileno, que se usa como fibra para ropa y alfombras, así como para envolturas de plástico.

Cruzamiento de enlaces Otro proceso que sucede con frecuencia, en combinación con reacciones de adición o de condensación, es la unión de muchas cadenas de un polímero, como se observa en la **figura 18.26**, lo cual recibe el nombre de **cruzamiento de enlaces** y proporciona mayor dureza a un polímero. En 1844, Charles Goodyear descubrió que al calentar el látex, obtenido de los árboles de caucho, con azufre, se lograba el cruzamiento de enlaces de las cadenas de hidrocarburo, en el látex líquido. El caucho sólido que se forma se puede usar en llantas y en pelotas de hule. El proceso recibe el nombre de vulcanización, en honor a Vulcano, el dios romano del fuego y del trabajo con los metales.

Cuando, durante la Segunda Guerra Mundial, se cortó el suministro de caucho para los aliados, la industria de los polímeros creció rápidamente debido a las investigaciones de los químicos para buscar sustitutos de dicho material. Algunos de los sustitutos desarrollados que tuvieron más éxito, fueron el neopreno, resistente a los gases y al aceite, que actualmente se usa para la fabricación de mangueras para bombas de gas, y el caucho de estireno-butadieno (SBR, por sus siglas en inglés), que actualmente se usa, junto con el caucho natural, para la fabricación de la mayoría de las llantas para automóviles.

Química y sociedad

El reciclaje de plásticos

PETE Politereftalato de etileno

HDPE Polietileno de alta densidad

V Vinilo

LDPE Polietileno de baja densidad

PP Polipropileno

PS Poliestireno

OTROS Todos los demás plásticos

La creciente cantidad de materiales desechables ocasiona que se requieran más terrenos para contenerlos. Como respuesta, mucha gente separa la basura en diferentes categorías: desperdicios, papel, cartón, vidrio y plástico. Como los desperdicios, el papel y el cartón son biodegradables y el vidrio puede volver a usarse, se está poniendo mayor atención a los plásticos. Un 12 por ciento del volumen de la basura que se genera en Estados Unidos está constituida por plásticos. El proceso del reciclaje del plástico es más complicado que el de la mayoría de los otros materiales. En los terrenos usados como basureros se encuentran, por lo común, cinco tipos de plásticos. Éstos son el polietileno, tanto de alta como de baja densidad, el politereftalato de etileno, el poliestireno, el policloruro de vinilo y el polipropileno.

La Sociedad de la Industria de los Plásticos ha elaborado códigos con números y siglas (en inglés), que se muestran al principio, para ayudar a la gente a distinguir los plásticos y uniformar la comunicación. Los códigos resultan útiles para ordenar los plásticos y tomar una decisión con respecto al método para reciclarlos. Además de tener una composición química diferente, cada tipo de plástico tiene diferentes propiedades físicas, lo que determina su uso.

¿Cómo se usan los plásticos? El polietileno es el plástico de mayor uso. El polietileno de alta densidad (HDPE, por sus siglas en inglés) se usa en recipientes rígidos, como son las botellas para contener leche, jugos y para aceites domésticos y aceites para automóviles. El polietileno de baja densidad (LDPE, por sus siglas en inglés) se usa en películas y bolsas de plástico. El politereftalato de etileno (PETE, por sus siglas en inglés) se encuentra en recipientes rígidos, en especial en botellas para bebidas gaseosas. El poliestireno (PS, por sus siglas en inglés) es más conocido como una espuma, en forma de platos, vasos y recipientes para alimentos, aunque, en su forma rígida se usa para hacer cuchillos de plástico, tenedores y cucharas.

El policloruro de vinilo (PVC, por sus siglas en inglés) es un plástico duro que se usa en tuberías y en la construcción. También se encuentra en los recipientes para champúes, aceites y productos domésticos. Finalmente, el polipropileno (PP, por sus siglas en inglés) tiene una gran variedad de usos, desde empaques de raciones de alimentos hasta estuches para baterías o el forro de los pañales desechables.

Reciclaje de los plásticos Las botellas de refrescos de PETE, así como los recipientes para leche y las botellas de agua de HDPE reciben la mayor atención porque son los que se recolectan y se separan con mayor facilidad. Las botellas de PETE llevan otro proceso de reciclaje porque están hechas de varios materiales. Sólo el cuerpo de la botella es de PETE. La base es HDPE, el tapón es de otro tipo de plástico o de aluminio y la etiqueta tiene adhesivos. Las botellas se cortan y se trituran en trozos muy pequeños para procesarlos. Los adhesivos se eliminan con detergentes fuertes. El HDPE, que es más ligero que el PETE, se separa de él en agua porque uno se hunde y el otro flota. El aluminio se separa electrostáticamente. Lo que queda son pequeños trozos de plástico, que se venden a los fabricantes quienes los usan para hacer otros plásticos. Sin embargo, la FDA (por sus siglas en inglés) ha prohibido el uso de plástico reciclado en los recipientes para alimentos, lo que ha limitado el mercado de este plástico.

ANÁLISIS del tema

1. **Discute** Organiza un debate donde se analice si las industrias deberían ser responsables de reciclar los empaques en los que venden sus productos.
2. **Escribe** Prepara una carta o un artículo para un periódico en donde apoyes el uso de menos empaques de plástico para los productos alimenticios.

■ **Figura 18.27** Los plásticos moldeados se usan para fabricar objetos con cualidades de fuerza y duración superiores a los materiales que se usaban anteriormente. Mientras que una cubierta de madera se va deteriorando, es tan difícil que el plástico se descomponga, que incluso puede generar problemas de desechos a medida que los materiales plásticos se acumulan en los basureros. Actualmente muchas cubiertas se fabrican con plástico reciclado.

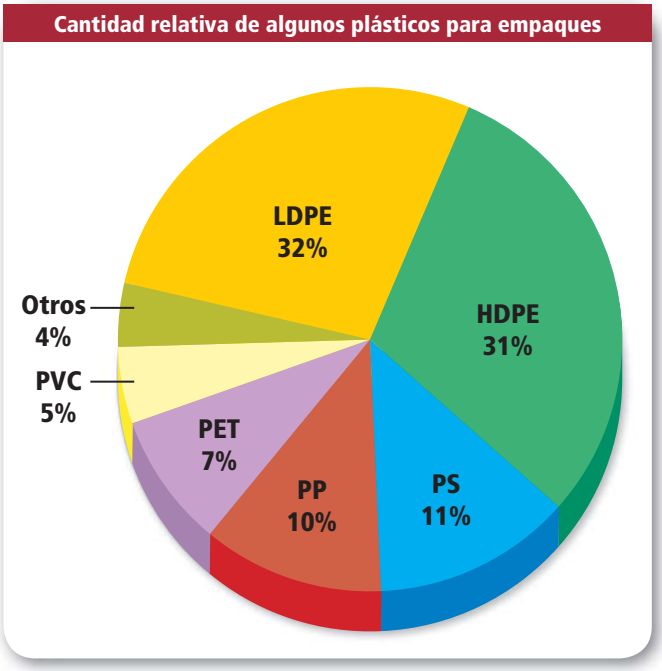
Plásticos

Aunque por lo general los términos plástico y polímero se usan como sinónimos, no todos los polímeros son plásticos. Los plásticos son polímeros que se pueden moldear en formas diferentes. ¿Cuál estado físico tiene un volumen fijo que tú puedas meter en un molde y que tome la forma del molde? Sólo los líquidos. Una vez que se ha formado un polímero, se debe calentar lo suficiente para hacerlo líquido, si se va a poner en un molde. En la **figura 18.27** se muestra un ejemplo de un plástico que se dejó enfriar para obtener una forma útil.

Algunos plásticos se ablandan y se endurecen repetidamente, a medida que se calientan y se enfrían. Esta propiedad los describe como **termoplásticos**. Los materiales termoplásticos se reciclan fácilmente porque cada vez que se calientan se pueden poner en moldes diferentes para hacer productos nuevos. El polietileno y el policloruro de vinilo son ejemplos de este tipo de polímero.

Otros plásticos se endurecen de forma permanente después de haber sido moldeados. Como se mantienen siempre con la misma forma, reciben el nombre de polímeros **termofijos**. Por lo general, los plásticos termofijos son rígidos porque tienen muchos enlaces cruzados. No importa cuánto se calienten, nunca se ablandarán lo suficiente para volverlos a moldear; en lugar de ello, se endurecen más cuando se calientan, porque el calor hace que se formen más enlaces cruzados. El polímero del que están hechos los utensilios para hornear, como las charolas para pan, tiene moléculas de este tipo. A pesar de que es más difícil volver a usar los polímeros termofijos que los termoplásticos, son muy durables. En la **figura 18.28** se muestra la cantidad relativa de los diferentes plásticos para empaques que se produjo en Estados Unidos durante 2006.

■ **Figura 18.28** Aquí se muestra la cantidad relativa de algunos plásticos para empaques, que se produjeron en Estados Unidos durante 2006. El politereftalato de etileno (PETE) y el polietileno de alta densidad (HDPE) son las formas de plásticos más reciclables porque es fácil fundirlos y procesarlos nuevamente.



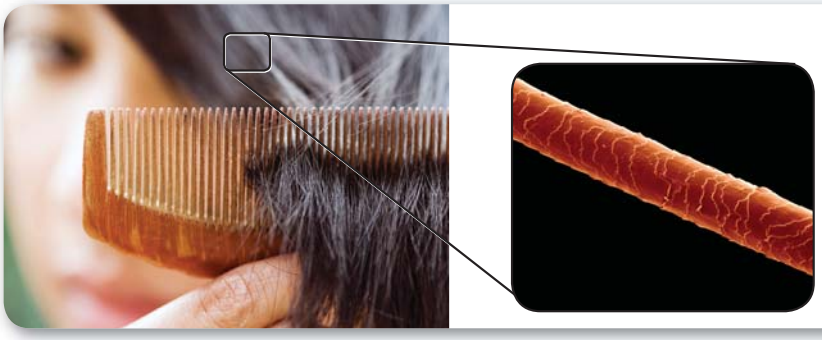


Figura 18.29 El cabello humano está formado por una proteína estructural fibrosa que se llama queratina.

Conexión de ideas

Aunque los polímeros son moléculas grandes y complejas, su estructura se puede entender con facilidad cuando te das cuenta de que están formados por cadenas de bloques de construcción más sencillos. Los organismos vivos están formados, en su mayor parte, por compuestos orgánicos, la mayoría de los cuales son estructuras poliméricas muy complicadas. Por ejemplo, en la **figura 18.29** se muestra una proteína estructural muy importante, un tipo de polímero biológico, que te resulta muy familiar. Sin embargo, recuerda que las reacciones químicas mediante las cuales los organismos vivos obtienen energía para la construcción de sus materiales, son procesos muy organizados en los que se usa un número relativamente pequeño de bloques estructurales para formar los miles de productos bioquímicos que necesitan las células. En el capítulo 19 estudiarás esas biomoléculas.

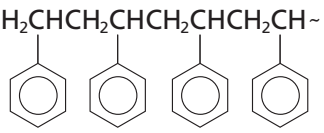
Sección 18.3 Evaluación

Resumen de la sección

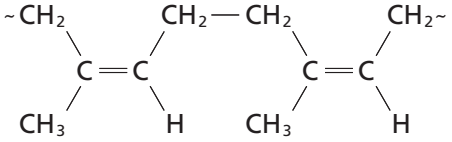
- Los polímeros son moléculas grandes formadas por muchas unidades más pequeñas llamadas monómeros, que se repiten una y otra vez.
- Se pueden fabricar muchos polímeros sintéticos a partir de monómeros más pequeños. Las células vivas también fabrican polímeros.
- Las reacciones principales para la formación de polímeros son la adición y la condensación. En las reacciones de adición, todos los átomos del monómero se adicionan por los extremos y forman cadenas. En las reacciones de condensación, se libera una molécula de agua a medida que se forma un enlace nuevo entre dos unidades del monómero.
- Los polímeros termoplásticos se pueden reciclar para diferentes usos, debido a que pueden ablandarse repetidamente mediante el calentamiento y endurecerse mediante el enfriamiento. Los polímeros termofijos se mantienen duros de forma permanente.

13. Idea PRINCIPAL **Identifica** la unidad que se repite en cada uno de los polímeros siguientes.

a) poliestireno



b) caucho



14. Dibuja la estructura del polímero que se formará a partir de cada uno de los monómeros que se muestran a continuación.

a) $CH_2{=}CHCl$ **b)** NH_2CH_2COOH **c)** $CH_2{=}CHOH$

15. Deduce ¿Se puede obtener un polímero con monómeros de alcanos mediante polimerización por adición? Explica tu respuesta.

16. Distingue Por lo general, las pinturas contienen tres componentes: un aglutinante, que se endurece para formar una película continua, un pigmento colorido y un disolvente volátil, que se evapora. En las pinturas de látex, uno de los componentes es un polímero. Usa lo que aprendiste acerca de las propiedades de los polímeros para decidir cuál de los tres componentes es más probable que sea un polímero. Explica tu respuesta.

CAPÍTULO 18

Guía de estudio

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Las cadenas de los átomos de carbono constituyen el armazón de la química orgánica.

Sección 18.1 Hidrocarburos

Idea PRINCIPAL Los hidrocarburos sólo contienen hidrógeno y carbono, pero difieren en la longitud de las cadenas de carbonos y en la presencia de enlaces sencillos, dobles y triples.

Vocabulario

- alcano (p. 623)
- alqueno (p. 630)
- alquino (p. 633)
- craqueo (p. 638)
- destilación fraccionada (p. 637)
- hidrocarburo aromático (p. 636)
- hidrocarburo insaturado (p. 629)
- hidrocarburo saturado (p. 623)
- isómero (p. 627)
- reformación (p. 638)

Conceptos clave

- Los alcanos son hidrocarburos saturados que contienen sólo enlaces sencillos entre los átomos de carbono, los alquenos y los alquinos son hidrocarburos insaturados.
- Los isómeros son compuestos que tienen la misma fórmula molecular, pero diferente estructura.
- Debido a que las propiedades dependen de la estructura, por lo general los isómeros tienen propiedades diferentes.
- El benceno pertenece a un grupo de hidrocarburos cíclicos con una gran estabilidad. La estabilidad se debe a que todos los átomos de carbono de la molécula comparten seis electrones.
- Los componentes del petróleo se separan por medio de destilación fraccionada

Sección 18.2 Hidrocarburos sustituidos

Idea PRINCIPAL Los grupos funcionales pueden sustituir a los átomos de hidrógeno de un hidrocarburo, lo que da como resultado una gran diversidad de compuestos orgánicos.

Vocabulario

- grupo funcional (p. 640)
- hidrocarburo sustituido (p. 640)

Conceptos clave

- La organización particular de enlaces, átomos o grupos de átomos que confieren características predecibles a las moléculas se llama grupos funcionales.
- Los átomos y grupos de átomos que se sustituyen en los anillos y en las cadenas de carbono forman hidrocarburos sustituidos.
- Los compuestos que contienen un grupo funcional específico comparten propiedades características.

Sección 18.3 Los plásticos y otros polímeros

Idea PRINCIPAL Los polímeros son moléculas orgánicas grandes formadas por muchas unidades más pequeñas que se repiten.

Vocabulario

- cruzamiento de enlaces (p. 656)
- monómero (p. 647)
- polímero (p. 647)
- reacción de adición (p. 654)
- reacción de condensación (p. 656)
- termofijo (p. 658)
- termoplástico (p. 658)

Conceptos clave

- Los polímeros son moléculas grandes formadas por muchas unidades más pequeñas llamadas monómeros, que se repiten constantemente.
- A partir de monómeros pequeños se pueden hacer muchos polímeros sintéticos. Las células vivas también elaboran muchos polímeros.
- Las reacciones principales mediante las que se forman los polímeros son la adición y la condensación. En las reacciones de adición, todos los átomos de los monómeros se adicionan por los extremos para formar cadenas. En las reacciones de condensación se libera una molécula de agua a medida que se forma un enlace nuevo entre dos unidades de monómero.
- Los polímeros termoplásticos se pueden reciclar para diferentes usos porque se ablandan al calentarlos y se endurecen al enfriarlos. Los plásticos termofijos se mantienen duros de manera permanente.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

17. Dibuja la estructura de los siguientes hidrocarburos.

a) pentano.
b) propeno.
c) 1-butino.
d) nonano.
e) 2-metilpentano.
f) metilpropeno.

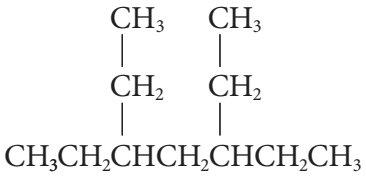
18. Nombra los siguientes hidrocarburos

a) $CH_3CH_2CH_2CH_3$
b) $CH_2{=}CHCH_2CH_2CH_2CH_3$
c) $CH_3C{\equiv}CH$
d) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH{=}CH_2$

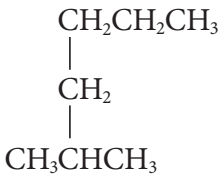
19. ¿Qué molécula se libera, por lo general, cuando los monómeros se combinan en una reacción de condensación?

20. Nombra los alcanos ramificados que se muestran a continuación.

a)



b)



21. Describe cómo cambia el punto de ebullición de los alcanos a medida que crece la longitud de la cadena.

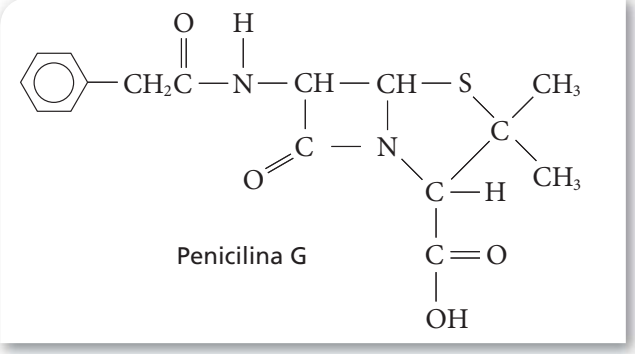
22. ¿Por qué no existe un compuesto llamado 4-metilhexano? ¿Cuál es el nombre correcto para este compuesto?

Aplicación de conceptos

23. El polietileno de alta densidad (HDPE) contiene polímeros de cadenas lineales, mientras que el polietileno de baja densidad (LDPE) contiene cadenas muy ramificadas. Deduce cuál será un polímero más duro y explica tu respuesta.

24. Tanto el glicerol como el isopropanol son alcoholes. Los dos contienen una cadena de tres carbonos, pero el glicerol tiene tres grupos funcionales alcohol mientras que el isopropanol sólo tiene uno. Deduce cuál alcohol será más soluble en agua.

25. Copia la siguiente estructura de la penicilina G, un antibiótico. Encierra en un círculo todos los grupos funcionales de la molécula.



Penicilina G

Razonamiento crítico

Diseña un experimento

26. QuimiLab Diseña un experimento que indique cómo podrías distinguir entre dos muestras de telas si una es de poliéster y la otra es una mezcla de algodón y poliéster.

Realiza predicciones

27. MiniLab 1 Indica si el yodo se decolorará más rápido con la mantequilla o con la margarina fundidas, suponiendo que ambas están a la misma temperatura.

Aplicaciones

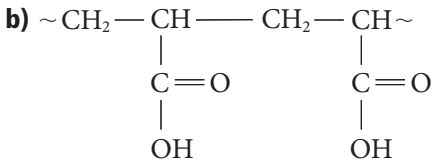
28. MiniLab 2 ¿Cuál es el nombre del éster que se forma debido a la reacción de etanol con ácido acético?

Realiza predicciones

29. MiniLab 3 Los pañales desechables contienen dos polímeros diferentes. Analiza la estructura de los polímeros que se muestran y determina cuál funcionará mejor en la parte interna y cuál en la parte externa de un pañal.

a) $\sim CH_2CH_2CH_2CH_2\sim$

b)



Capítulo 18 Evaluación

Revisión acumulativa

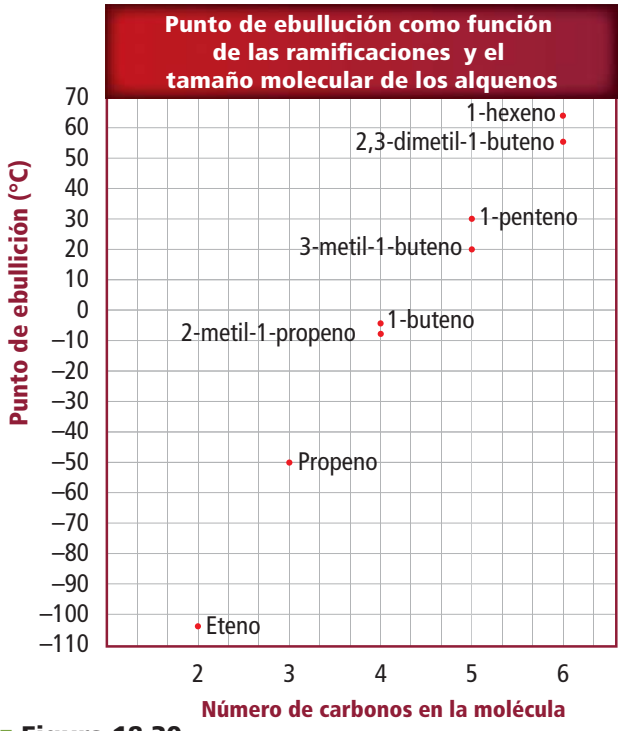
30. Explica por qué los compuestos diferentes tienen propiedades diferentes. (*Capítulo 4*)

31. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos. (*Capítulo 5*)
- **a)** ácido acético.
- **b)** cloruro de cesio.
- **c)** disulfuro de carbono.

32. Compara la ley de Boyle y la ley de Charles. (*Capítulo 11*)

Prueba de habilidades

33. Interpreta una gráfica Analiza la **figura 18.30** y responde las preguntas.
- **a)** ¿Cómo afecta el número de átomos de carbono al punto de ebullición de los alquenos?
- **b)** ¿Hay alguna relación entre la cantidad de ramificaciones y el punto de ebullición de un alqueno? De haberla, ¿cuál es dicha relación?



■ **Figura 18.30**

34. Elabora una hipótesis La mezcla de gasolina que se vende en climas cálidos está formada por hidrocarburos de masa molecular más elevada que la mezcla de gasolina que se vende en climas fríos. Escribe un informe en el que sugieras la razón por la cual las refinerías varían la mezcla de esta forma.

35. Diseña un experimento Imagina que eres un químico de una compañía textil y estás a cargo de un proyecto de investigación dirigido a desarrollar un sustituto sintético del algodón. ¿Qué clase de información tienes que reunir o qué preguntas tienes que hacer para resolver el problema? Diseña un experimento para empezar esta investigación.

ESCRIBIENDO Química

36. Realiza una investigación para encontrar información acerca de las disposiciones gubernamentales para el control de los niveles de azufre en las emisiones de la combustión de la hulla. Escribe un informe y explica los argumentos en favor o en contra de estas disposiciones. Si se te ocurre una mejor forma para reducir las emisiones de azufre, plantea tus ideas en el informe.

Resolución de problemas

37. **a)** Escribe la reacción balanceada para la síntesis de etanol a partir de eteno y agua.
b) Si se hacen reaccionar 448 L de eteno gaseoso con agua en exceso, a TPE ¿cuántos gramos de etanol se producirán?

38. **a)** Escribe la ecuación balanceada para la combustión completa del hexano.
b) Utiliza la ecuación que escribiste en el inciso a) para determinar cuántos moles de CO_2 se producirán al quemar 4.25 moles de hexano, si el rendimiento es de 100 por ciento.

39. ¿Cómo afectaría al efecto invernadero el desarrollo de nuevas técnicas que usen el dióxido de carbono atmosférico como fuente de carbono para obtener compuestos orgánicos? Elabora un cartel que muestre esos efectos.

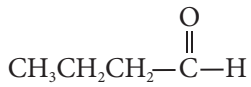
Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. Un hidrocarburo con la fórmula C_6H_6 será un
   - **a)** anillo de carbonos.
   - **b)** alcano.
   - **c)** cadena recta de átomos de carbono.
   - **d)** cadena de átomos de carbono en zigzag.

2. El compuesto que se muestra a continuación es un
   - **a)** éter.



   - **b)** aldehído.
   - **c)** cetona.
   - **d)** alcohol.

3. La molaridad se define como
   - **a)** la cantidad de litros de solución por moléculas de soluto.
   - **b)** la cantidad de moles de soluto por litro de solución.
   - **c)** la cantidad de litros de soluto por moléculas de solución.
   - **d)** la cantidad de moles de solución por litro de soluto.

4. Las bases se definen como sustancias que
   - **a)** forman iones hidronio en agua.
   - **b)** tienen hidrógenos en sus compuestos.
   - **c)** forman iones hidróxido en agua.
   - **d)** neutralizan a los ácidos.

5. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es correcta acerca de una solución con un pH menor que 7?
   - **a)** La solución es un ácido fuerte.
   - **b)** La cantidad de iones hidronio es mayor que la cantidad de iones hidróxido.
   - **c)** La cantidad de iones hidróxido es mayor que la cantidad de iones hidronio.
   - **d)** La solución es una mezcla igual moles de ácido y moles de base.

6. Los números de oxidación de los elementos en $CuSO_4$ son
   - **a)** Cu = +2, S = +6, O = −2
   - **b)** Cu = +3, S = +5, O = −2
   - **c)** Cu = +2, S = +2, O = −1
   - **d)** Cu = +2, S = 0, O = −2

7. Electrólisis es
   - **a)** el proceso que usa la corriente eléctrica para acelerar las reacciones redox.
   - **b)** el proceso que usa la corriente eléctrica para acelerar cualquier reacción.
   - **c)** el proceso que usa la corriente eléctrica para iniciar reacciones que, de otra forma, no sucederían.
   - **d)** el proceso que usa la corriente eléctrica para evitar que suceda una reacción.

8. Un plástico es un
   - **a)** polímero endurecido.
   - **b)** polímero maleable.
   - **c)** polímero calentado.
   - **d)** polímero resistente al calor.

9. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones NO explica la falta de reactividad de los gases nobles?
   - **a)** Tienen una configuración electrónica estable.
   - **b)** Tienen los niveles de energía llenos.
   - **c)** Tienen el número máximo de electrones de valencia.
   - **d)** Tienen un punto de fusión muy bajo.

10. La combustión del etanol (C_2H_6O) produce dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. ¿Cuál ecuación describe el proceso?
    - **a)** $C_2H_6O(l) + 0_2(g) \rightarrow + CO_2(g) + H_2O(l)$
    - **b)** $C_2H_6O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$
    - **c)** $C_2H_6O(l) \rightarrow 3O_2(g) + 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$
    - **d)** $C_2H_6O(l) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Revisa la sección . . .	18.1	18.2	13.2	14.1	15.1	16.1	17.1	18.3	7.2	6.1

CAPÍTULO 19

La química de la vida

GRAN Idea **Los organismos están formados por moléculas que tienen como base el carbono; muchas de ellas están involucradas en reacciones químicas necesarias para el mantenimiento de la vida.**

19.1 Moléculas de la vida

Idea PRINCIPAL Las moléculas biológicas —proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos— interaccionan para llevar a cabo actividades necesarias para las células vivas.

19.2 Reacciones de la vida

Idea PRINCIPAL La respiración es un proceso metabólico del que se obtiene energía a partir de moléculas biológicas.

Hechos químicos

- Las abejas tienen dos estómagos, el estómago regular y el estómago de miel que utilizan para almacenar el néctar.
- El néctar consiste en 80 por ciento de agua con algunos azúcares complejos.
- Cuando las abejas obreras digieren el néctar en su boca y en su estómago de miel, se rompen los azúcares complejos y se forman azúcares simples, gracias a la acción de enzimas.
- El agua se evapora del néctar cuando éste se esparce sobre el panal. Así se produce la miel, en forma de un jarabe espeso.

INTRO Lab

Prueba para detectar azúcares simples

Tu cuerpo utiliza energía constantemente. Hay muchas y diferentes fuentes de alimentos que pueden proporcionar esa energía, que se almacena en los enlaces de moléculas llamadas azúcares simples. ¿Qué alimentos contienen azúcares simples?

Materiales

- vaso de precipitados de 400 mL
- parrilla de calentamiento
- probeta graduada de 10 mL
- solución de Benedict
- tubo de ensayo
- tenazas
- piedras de ebullición
- varilla de agitación
- solución de glucosa al 10 por ciento
- otras soluciones de alimentos como almidón al 10 por ciento, gelatina al 10 por ciento o miel

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Llena con agua un tercio del vaso de precipitados de 400 mL. Coloca el vaso en una parrilla de calentamiento y comienza a calentarlo hasta que hierva el agua.
3. Coloca 5.0 mL de la solución de glucosa al 10 por ciento en un tubo de ensayo.
4. Añade 3.0 mL de la solución de Benedict al tubo de ensayo. Mezcla las dos soluciones utilizando una varilla de agitación. Agrega una piedra de ebullición al tubo de ensayo. ***Precaución:*** *la solución de Benedict es irritante para los ojos y para la piel.*
5. Utiliza las tenazas y coloca el tubo de ensayo en el baño de agua hirviendo y caliéntalo durante cinco minutos.
6. Registra un cambio de color de azul a amarillo o naranja, como una prueba positiva de azúcares simples.
7. Repite el procedimiento utilizando muestras de alimentos como una solución de almidón al 10 por ciento, una suspensión de gelatina (proteína) al 10 por ciento o con algunas gotas de miel suspendidas en agua.

Análisis

1. **Evalúa** Describe el cambio de color que observaste.
2. **Interpreta** ¿Qué alimentos dieron una prueba positiva de la presencia de azúcares simples?

Indaga ¿Por qué es importante saber si un alimento contiene azúcares simples?

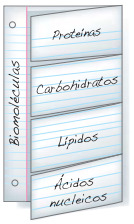
FOLDABLES® Organizador de estudio

Biomoléculas Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para ayudarte a organizar la información sobre biomoléculas.

PASO 1 Dobla a lo largo una hoja de carpeta, deja libre un margen del lado izquierdo.

PASO 2 Corta la cubierta superior en cuatro partes.

PASO 3 Rotula el margen de la hoja como Biomoléculas y, cada una de las cuatro pestañas, como *Proteínas*, *Carbohidratos*, *Lípidos* y *Ácidos nucleicos*.



FOLDABLES **Utiliza este organizador plegable en la sección 19.1.** Conforme leas, resume con tus propias palabras la información sobre la estructura y la función de las moléculas biológicas y proporciona ejemplos de cada una de ellas.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- **estudiar en línea todo el capítulo**
- **explorar los Concepts in Motion**
- **realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)**
- **usar los tutores personales (Personal Tutors)**
- **tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades**
- **encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Conteo de nutrientes***

Sección 19.1

Objetivos

- **Comparar y contrastar** las estructuras y funciones de las proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos.
- **Analizar** la relación que existe entre la forma tridimensional de una proteína y su función.

Revisión de vocabulario

cruzamiento de enlaces: unión de varias cadenas de polímeros, produciendo un polímero de mayor dureza

Vocabulario nuevo

bioquímica
proteína
aminoácido
desnaturalización
sustrato
sitio activo
carbohidrato
lípido
ácido graso
esteroide
ácido nucleico
ADN
ARN
nucleótido
vitamina
coenzima

Moléculas de la vida

Idea PRINCIPAL Las moléculas biológicas —proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos— interaccionan para llevar a cabo actividades necesarias para las células vivas.

Vínculo con el mundo real Muchas de las moléculas más importantes de tu cuerpo son polímeros. Estas moléculas forman parte de ti y de tu entorno. Por ejemplo, los alimentos que ingieres contienen proteínas y carbohidratos, que son polímeros. Las reacciones complejas que mantienen tu cuerpo dependen de éstas y otras moléculas vitales.

Bioquímica

Aunque su aspecto sea muy variado, todos los seres vivos se constituyen solamente por unos cuantos tipos de compuestos químicos, algunos covalentes y otros iónicos. Estos compuestos están distribuidos en materiales complejos altamente organizados que proporcionan soporte, transforman energía o se replican por sí mismos. El estudio de la química de los seres vivos se denomina **bioquímica**. Esta ciencia explora las sustancias que participan en los procesos de la vida y las reacciones que experimentan. Sin contar el agua, que puede representar 80 por ciento o más del peso de un organismo, la mayor parte de las moléculas necesarias para la vida son orgánicas. Estas moléculas biológicas se denominan biomoléculas.

La composición elemental de los seres vivos es muy diferente de la que presentan los elementos de la corteza de la Tierra. Como se muestra en la **figura 19.1**, el oxígeno, el silicio, el aluminio y el hierro son los átomos más abundantes en la corteza terrestre. Sin embargo, más de 95 por ciento de los átomos que se encuentran en tu cuerpo son oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno. Estos cuatro elementos pueden formar los fuertes enlaces covalentes que se encuentran en las moléculas orgánicas y, junto con otros dos elementos, azufre y fósforo, son los únicos elementos necesarios para formar la mayoría de las proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos que se encuentran en cada célula.

Elemento	Porcentaje
oxígeno	46.0
silicio	28.0
aluminio	8.0
hierro	6.0
magnesio	4.0
calcio	2.4
potasio	2.3
sodio	2.1
hidrógeno	0.9
otros	0.3
	100.0%

Elemento	Porcentaje
oxígeno	65.0
carbono	18.5
hidrógeno	9.5
nitrógeno	3.0
calcio	1.5
fósforo	1.0
potasio	0.4
azufre	0.3
otros	0.8
	100.0%

Figura 19.1 La composición del cuerpo humano es muy distinta a la de la corteza terrestre. Los números representan los porcentajes en masa de cada componente. Los elementos oxígeno e hidrógeno se encuentran en la corteza terrestre y en el cuerpo humano, pero el carbono se concentra en los seres vivos.

Biomoléculas ¿Estas biomoléculas son distintas de las demás moléculas orgánicas que has estudiado? Los científicos alguna vez pensaron que estas moléculas tenían una fuerza vital y que no seguían los mismos principios químicos y físicos que gobernaban a la materia. Hasta principios de 1800, ninguna biomolécula se había sintetizado fuera de una célula viva, aunque muchas ya habían sido identificadas. Sin embargo, en 1828, un físico y químico alemán llamado Friedrich Wöhler, sostuvo que "podía obtener urea sin necesidad de un riñón".

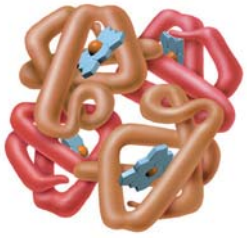
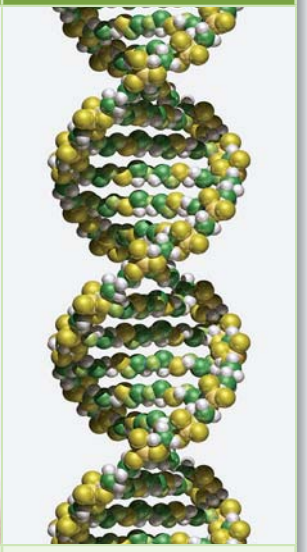
La molécula orgánica urea normalmente se forma en tus riñones y es excretada en la orina para eliminar el exceso de nitrógeno. Wöhler produjo urea en el laboratorio a partir de amoniaco y ácido ciánico. Demostró que es posible sintetizar en el laboratorio una de las moléculas de la vida. En la actualidad es posible sintetizar artificialmente muchos miles de biomoléculas complejas. Sin embargo, las células vivas siguen siendo los laboratorios más eficientes; los químicos pueden tardar meses o años para sintetizar una molécula grande, tarea que una célula puede hacer en minutos o segundos.

Cuatro tipos de biomoléculas Algunas biomoléculas son macromoléculas. Las macromoléculas son moléculas grandes que se forman por la unión de moléculas más pequeñas. En la **tabla 19.1** se resumen las cuatro categorías básicas de macromoléculas biológicas. Tres de estos cuatro tipos de macromoléculas, carbohidratos, proteínas y ácidos nucleicos, son grandes polímeros. Como verás, los lípidos están formados por moléculas pequeñas, pero por lo general no se consideran polímeros.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Concepts in Motion
Interactive Table Para explorar las macromoléculas biológicas, visita glencoe.com.

Tabla 19.1 Macromoléculas biológicas

Grupo	Proteínas	Carbohidratos	Lípidos	Ácidos nucleicos
Ejemplo				
Función	• Transporte de sustancias • Velocidad de las reacciones • Proporcionar soporte estructural • Obtención de hormonas	• Almacenamiento de energía • Proporcionar soporte estructural	• Almacenamiento de energía • Formar barreras	• Almacenamiento y transmisión de información genética

■ **Figura 19.2** La queratina, la proteína del cabello y las uñas, también es la proteína del suave pelaje y las duras pezuñas y cuernos de los animales, como los de este alce.

Proteínas

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

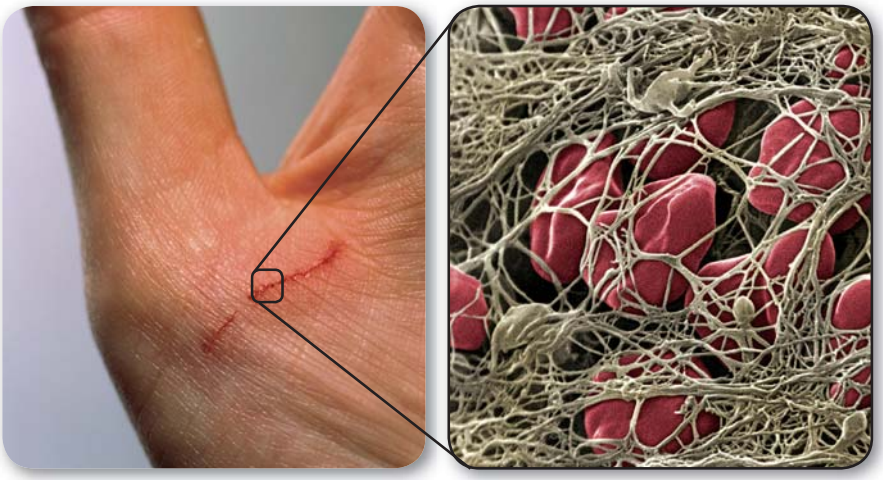
¿Por qué los alimentos como el pollo, los frijoles y el pescado son tan nutritivos? Porque están constituidos principalmente por proteínas, uno de los tipos más importantes de biomoléculas necesarias para las células vivas. Una **proteína** es un polímero formado por monómeros pequeños unidos entre sí mediante grupos amida. Cuando las proteínas fueron descubiertas en el siglo XIX, su nombre se tomó de la palabra griega *proteios*, que significa "primero" o "primario", porque se pensaba que eran la esencia química de la vida.

El papel de las proteínas Aunque casi la mitad de las proteínas de tu cuerpo funcionan como catalizadores de las reacciones que se producen en las células, las proteínas también tienen otras funciones importantes en los sistemas vivos. En la **figura 19.2** se muestran algunas de estas numerosas funciones. Por ejemplo, las proteínas estructurales proporcionan soporte y dan forma a tu cuerpo. Entre las proteínas estructurales se encuentran el colágeno y la queratina. El colágeno se encuentra en los ligamentos, tendones y cartílagos, y proporciona el pegamento estructural para dar sostén a tus células y tejidos. La queratina es la proteína del cabello, pero también se encuentra en el pelaje, los cuernos, la piel y las uñas.

Otras proteínas forman tus músculos y transportan sustancias en tu cuerpo a través de la sangre. La hemoglobina que hace que tu sangre sea roja y acarrea el oxígeno desde los pulmones hacia las células, también es una proteína. La fibrina es otra proteína que en algunas ocasiones se encuentra en tu sangre. La fibrina está involucrada en la coagulación sanguínea en heridas y raspones, como se muestra en la **figura 19.3**.

NOTICIAS de la materia

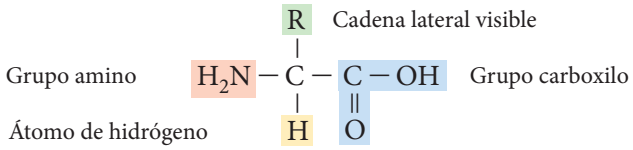
Algunos peces del Ártico producen proteínas anticongelantes especiales que evitan la formación de cristales de hielo en su sangre. Los científicos han transferido los genes de estas proteínas a plantas de jitomate para hacerlas más resistentes al clima frío.



■ **Figura 19.3** La formación de costras se debe a que la fibrina atrapa los glóbulos rojos y las plaquetas.

Aminoácidos Las proteínas contienen los elementos carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. ¿Cómo están ordenados los átomos de estos elementos? Los monómeros que forman las proteínas son compuestos orgánicos llamados **aminoácidos**. Aunque existen diversos tipos de aminoácidos, las células humanas sólo utilizan 20 de ellos para fabricar las proteínas.

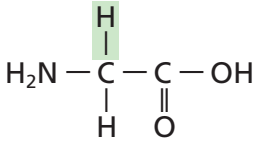
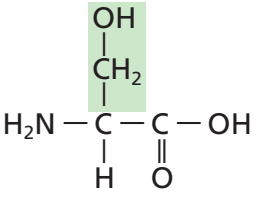
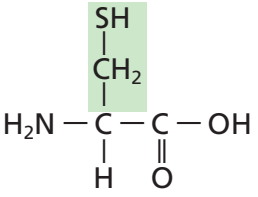
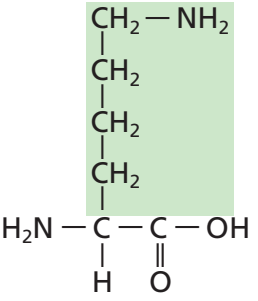
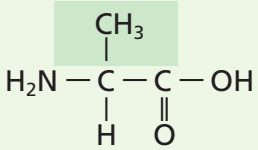
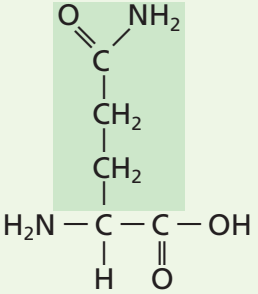
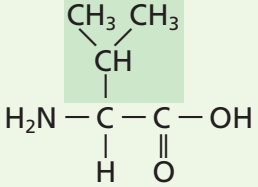
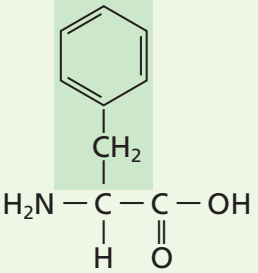
Todos los aminoácidos tienen ciertas partes estructurales comunes. Observa esta estructura general de un aminoácido para que reconozcas los dos grupos funcionales presentes. El nombre aminoácido debe darte una pista.

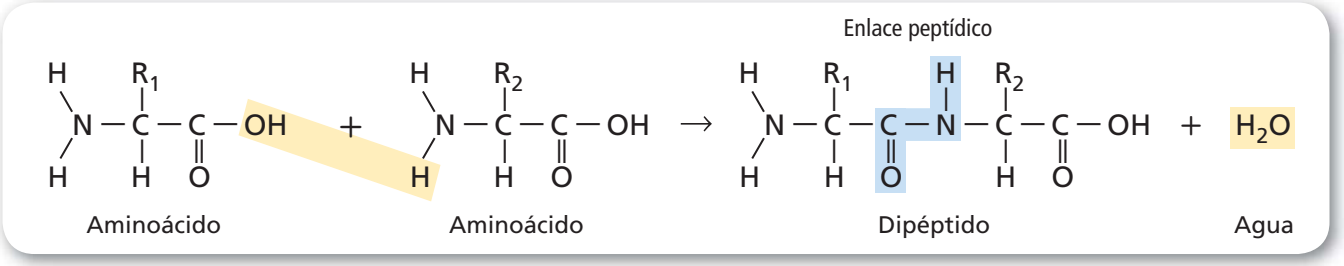


En el lado izquierdo de la estructura hay un grupo amino —NH_2, y en el lado derecho hay un grupo carboxilo, —COOH. Los dos grupos están unidos a un átomo de carbono central al que también se unen un átomo de hidrógeno y una cadena lateral. La cadena lateral, representada en la estructura por la letra R, puede constar de varios átomos o grupos de átomos distintos y es lo que le confiere a cada uno de los 20 aminoácidos sus características particulares.

En la **tabla 19.2** se muestran las estructuras de diferentes aminoácidos. La glicina es el aminoácido más simple, ya que su cadena lateral consta de sólo un átomo de hidrógeno. La alanina es el aminoácido que le sigue, pues su cadena lateral es un grupo metilo. La fenilalanina contiene un anillo bencénico como parte de su cadena lateral y la cisteína contiene un grupo —SH polar.

Tabla 19.2 **Estructura de algunos aminoácidos**

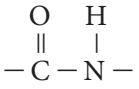
 Glicina	 Serina	 Cisteína	 Lisina
 Alanina	 Glutamina	 Valina	 Fenilalanina



■ **Figura 19.4** El grupo amino de un aminoácido se une al grupo carboxilo de otro aminoácido y se forma un dipéptido y agua. El grupo funcional formado es un enlace amida, llamado enlace peptídico.

Describe ***cómo se forma un grupo funcional amida.***

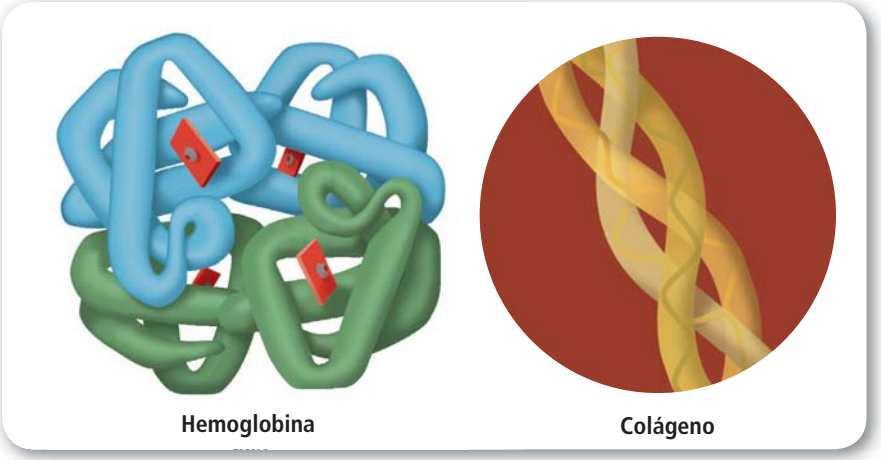
Formación de proteínas: reacciones de condensación Las reacciones de polimerización que unen los aminoácidos para formar las proteínas son reacciones de condensación, semejantes a las que se utilizan para fabricar algunos de los plásticos que estudiaste en el capítulo 18. Cuando dos aminoácidos se unen, un hidrógeno (—H) del grupo amino de un aminoácido se combina con la parte del hidroxilo (—OH) del grupo carboxilo del otro aminoácido para formar una molécula de agua (H_2O). Cuando se libera la molécula de agua, se forma un grupo amida, que une a los dos aminoácidos. Recuerda que un grupo amida tiene la siguiente estructura.



Los bioquímicos le llaman *enlace peptídico* al grupo amida cuando éste se encuentra en una proteína. Aunque estos nombres son diferentes, los grupos funcionales son idénticos. Cuando dos aminoácidos se unen por medio de un enlace peptídico, la cadena resultante con dos aminoácidos se conoce como dipéptido, como se muestra en la **figura 19.4**.

A un dipéptido se le pueden añadir más aminoácidos por medio de la misma reacción para formar una cadena larga. La cadena se denomina polipéptido debido a que es un polímero de aminoácidos unidos por enlaces peptídicos. Una proteína puede consistir en una sola cadena polipeptídica, aunque la mayoría de las proteínas contienen dos o más cadenas polipeptídicas distintas.

Estructura tridimensional de las proteínas Las proteínas adoptan una estructura tridimensional, como las que se muestran en la **figura 19.5**, porque las cadenas polipeptídicas que las forman se pliegan. Las cadenas polipeptídicas se unen mediante puentes de hidrógeno, enlaces iónicos y puentes disulfuro entre las cadenas laterales de aminoácidos vecinos.



■ **Figura 19.5** Las proteínas se pueden plegar y adoptar estructuras globulares (izquierda) o estructuras fibrosas largas (derecha). Las cadenas de aminoácidos mantienen las estructuras tridimensionales por medio de fuerzas de atracción entre las cadenas laterales de distintos aminoácidos que quedan cerca durante el doblamiento y plegado de las cadenas polipeptídicas.

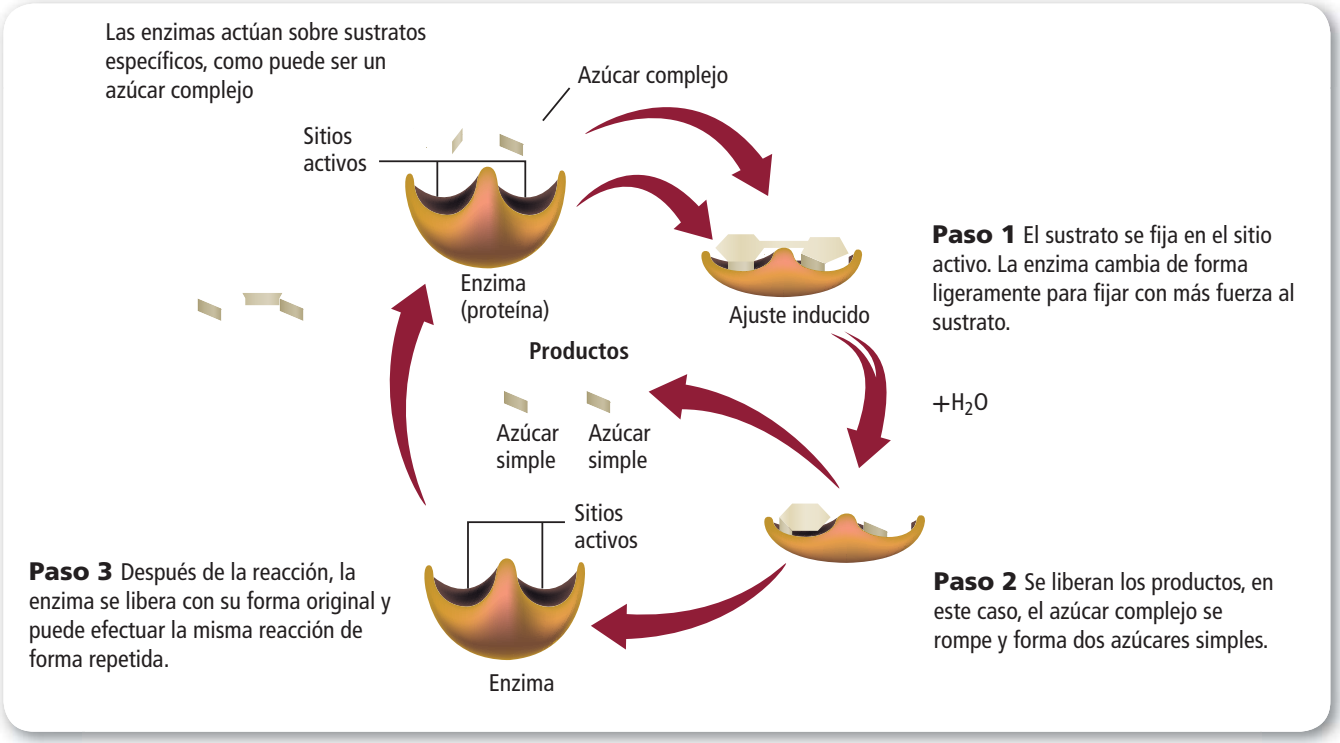
Los aminoácidos de una proteína plegada pueden formar una hélice o láminas planas por medio de los puentes de hidrógeno que se forman entre los grupos N—H y C=O de aminoácidos vecinos. Recordarás, del capítulo 18, que los puentes disulfuro de la proteína queratina le dan al cabello su forma y consistencia. Estos enlaces se forman entre los átomos de azufre de las cadenas laterales de dos moléculas del aminoácido cisteína.

Forma y propiedades de las proteínas La forma geométrica de una molécula es importante para determinar la manera en que se llevan a cabo las interacciones químicas. Por ejemplo, los anticuerpos de tu sangre se pliegan en formas tan específicas que cada uno se unirá a un solo tipo de molécula específica de un agente extraño. Estos anticuerpos protegen a tu cuerpo de la invasión de organismos extraños, como las bacterias, al unirse a ciertas moléculas de la superficie del invasor. Una vez que los anticuerpos se unen al invasor, tu sistema inmunitario lo destruye. Debido a que los enlaces con los invasores son tan específicos, tu organismo debe producir un tipo de anticuerpo distinto para cada tipo de agente invasor.

Desnaturalización ¿Qué sucede cuando se altera la estructura tridimensional de una proteína? Piensa en la distinta consistencia de una clara de huevo crudo y la de un huevo cocido. Cuando se rompen las fuerzas que mantienen la forma tridimensional de una cadena polipeptídica, la proteína se desdobla en un proceso conocido como **desnaturalización**. Las temperaturas elevadas pueden desnaturalizar las proteínas, a lo cual se debe que la cocción de los alimentos que contienen proteínas las desnaturaliza. Las proteínas desnaturalizadas forman la clara sólida de un huevo cocido.

Además de la temperatura elevada, las proteínas también se pueden desnaturalizar debido a condiciones extremas de pH, agitación mecánica y tratamientos químicos, como se muestra en la **figura 19.6**. Como la forma de una proteína es indispensable para su función, al desnaturalizarse pierde esa funcionalidad. Ésta es una de las razones debido a las cuales los organismos sólo pueden vivir en un intervalo estrecho de temperatura y pH. Sin embargo, algunos organismos se desarrollan a temperatura relativamente elevada y bajo pH. Las proteínas de estos organismos mantienen su forma por medio de enlaces covalentes como son los puentes disulfuro. Los puentes disulfuro son más fuertes que los puentes de hidrógeno que mantienen unidas las proteínas de los organismos vivos, en condiciones más moderadas.

■ **Figura 19.6** Cuando las claras de huevo se baten incorporan aire y se desnaturalizan algunas de las proteínas, obteniéndose la consistencia firme del merengue de una tarta de limón. Las proteínas de los organismos que viven en ambientes muy fríos o demasiado calientes tienen enlaces fuertes que evitan la desnaturalización y la pérdida de la función de la proteína. Las proteínas de las bacterias que viven en climas calientes, como éste del Parque Nacional de Yellowstone, son resistentes a la desnaturalización por calor.



■ **Figura 19.7** Las enzimas disminuyen la energía de activación necesaria para que suceda una reacción. Las enzimas cambian la velocidad de las reacciones químicas sin transformarse durante la reacción.

Explica ***con tus propias palabras cómo funciona una enzima.***

La función de las proteínas como enzimas

Una de las funciones más importantes de las proteínas es la de actuar como catalizadores biológicos o enzimas. Las enzimas ayudan a acelerar las reacciones sin transformarse durante ellas. Una reacción química espontánea puede ocurrir tan lentamente que parecería que no ocurre nada. Las enzimas aceleran las reacciones que eventualmente podrían ocurrir, pero no pueden hacer que se produzca una reacción que nunca se produciría en forma espontánea.

Estructura y función de las enzimas

¿Cómo pueden, las enzimas, acelerar las reacciones? En la **figura 19.7** se muestra cómo actúan las enzimas. Las enzimas tienen sitios específicos, por lo general un bolsillo o hendidura en su estructura tridimensional, donde se puede unir cada reactivo, llamado **sustrato**. El bolsillo en el que se puede unir un sustrato que participa en una reacción se denomina **sitio activo**. Una vez que un sustrato específico se ha unido en el sitio activo, éste se deforma para acomodar mejor al sustrato. Este proceso de reconocimiento se llama ajuste inducido. La forma del sustrato se asemeja a la del sitio activo, así como la forma de una llave le permite entrar en el hueco de la cerradura y abrirla. De esta manera, sólo los sustratos que tienen una forma que les permita unirse con el sitio activo pueden tomar parte en una reacción catalizada por una determinada enzima.

Función biológica de las enzimas

Casi todas las reacciones que se llevan a cabo en el cuerpo son catalizadas por enzimas. Durante la digestión, las enzimas aceleran la degradación de los alimentos a moléculas suficientemente pequeñas para que puedan ser absorbidas por las células. Las enzimas también hacen posible las reacciones que son necesarias para que las células aprovechen la energía de los nutrientes. Las enzimas se utilizan en medicina para tratar desórdenes debidos a su deficiencia. La lactasa es una enzima que degrada el azúcar de la leche, llamada lactosa, en las dos moléculas más pequeñas que la forman para que pueda ser absorbida.

Figura 19.8 Un grupo de enzimas que se encuentran en muchos productos domésticos comunes son las proteasas. Las proteasas de los líquidos para limpiar los lentes de contacto ayudan a eliminar la suciedad que se acumuló en los lentes debido a las proteínas secretadas por las células que están alrededor de los ojos. Estas enzimas hidrolizan las proteínas en aminoácidos libres. Las proteasas de los ablandadores de carne suavizan el bistec al degradar las proteínas.

Algunas personas que padecen intolerancia a la lactosa han perdido la capacidad de producir la enzima lactasa. Cuando esta enzima falta, la ingestión de productos lácteos provoca acumulación de lactosa en el intestino, lo que provoca inflamación y diarrea. Si se toman píldoras de lactasa junto con productos lácteos, la enzima del medicamento degrada la lactosa tal como lo haría la enzima producida en forma natural. En la **figura 19.8** se muestran otras aplicaciones de las enzimas.

Carbohidratos

Un **carbohidrato** es una biomolécula que contiene los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno en una proporción de alrededor de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno por cada átomo de carbono. Los químicos de la antigüedad pensaban que los carbohidratos eran cadenas de carbono con agua, hidratos de carbono, de donde proviene el nombre de carbohidratos. Ahora los químicos saben que los carbohidratos no son cadenas de carbono hidratadas, pero el nombre persiste.

El papel de los carbohidratos Los alimentos como la pasta, el pan y la fruta, son ricos en carbohidratos. Cuando los carbohidratos de la pasta y otros alimentos se degradan en el cuerpo, se forma glucosa, un tipo de azúcar. La oxidación de la glucosa en las células proporciona la mayor parte de la energía necesaria para la vida. Cuando la glucosa se produce en exceso, o cuando los atletas comen mucha pasta, la energía que no puede usarse de inmediato se almacena en las células. Los animales almacenan glucosa en el hígado y músculos en forma de glucógeno, un polímero de la glucosa. En las plantas, la glucosa se almacena como almidón, el polímero que estudiaste en el capítulo 18.

Los carbohidratos también tienen una función estructural en los seres vivos. Ya has aprendido que la celulosa, que es también un polímero de glucosa, proporciona la fuerza y el soporte necesarios para las plantas. La quitina, un polímero natural formado de un azúcar similar a la glucosa, forma las duras cubiertas de los insectos y otros artrópodos, como se muestra en la **figura 19.9**. Los carbohidratos también se encuentran en el algodón y las telas de rayón, la madera y el papel.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Figura 19.9 La quitina es un carbohidrato estructural que forma el exoesqueleto que protege a artrópodos como los escarabajos y las langostas. La quitina es uno de los polímeros naturales más abundantes de la Tierra debido al gran número de insectos que hay en el planeta.

QUIMILAB

DESCOMPOSICIÓN CATALÍTICA

Contexto

Si alguna vez has usado peróxido de hidrógeno, H_2O_2, como antiséptico para un rasguño o cortada en la piel, habrás notado que parece burbujear cuando entra en contacto con tu piel. El peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno. La reacción de descomposición es más rápida cuando entra en contacto con la piel. La responsable de esta rápida descomposición es la catalasa, una enzima que se encuentra en las células de tu piel y en la mayoría de las demás células.

La actividad de una enzima es alterada por factores ambientales como el pH y la temperatura. Cada enzima tiene condiciones óptimas en las que es mayor su velocidad de reacción. En este QuimiLab estudiarás la descomposición del peróxido de hidrógeno catalizado por la catalasa de las células de las zanahorias y determinarás las temperaturas óptimas en las que funciona esta enzima.

Pregunta

¿Cómo afecta la temperatura la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno debido a la catalasa de las células de zanahoria?

Objetivos

- **Observar** la acción de la catalasa en la descomposición del peróxido de hidrógeno.
- **Comparar** la velocidad de reacción a distintas temperaturas.
- **Elaborar y utilizar** gráficas para interpretar los resultados.

Preparación

Materiales

parrilla de calentamiento
8 tubos de ensayo pequeños (de 13 mm × 100 mm) limpios y que no estén rayados
gradilla para tubos de ensayo
4 vasos de precipitados, pequeños
licuado de células de zanahoria
solución de peróxido de hidrógeno al 3 por ciento
probeta graduada de 10 mL
hielo triturado
termómetro
varilla de vidrio para agitar
reloj o un cronómetro
regla para medir
marcador de tinta
guantes de asbesto

Medidas de seguridad

PRECAUCIÓN: ***El peróxido de hidrógeno puede dañar los ojos. Usa lentes de seguridad cuando lo utilices.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Vierte en cada uno de los cuatro tubos de ensayo un poco del licuado de células de zanahoria hasta cubrir unos 2 cm.
3. Introduce con cuidado 3.0 mL de la solución de H_2O_2 al 3 por ciento en cada uno de los otros cuatro tubos de ensayo. Si se hacen muchas burbujas, usa otro tubo o límpialo bien y vuélvelo a llenar.
4. Coloca uno de los tubos con zanahoria y uno de los tubos con peróxido de hidrógeno en cada uno de los cuatro vasos pequeños. Rotula los vasos con las letras *A*, *B*, *C* y *D*. Añade hielo triturado y agua corriente a un vaso, agua caliente a un segundo vaso y agua corriente a temperatura ambiente a los dos vasos restantes.

5. Coloca el vaso con agua caliente y uno de los vasos con agua a temperatura ambiente en una parrilla de calentamiento, déjalos ahí hasta que la temperatura del agua alcance 60-65°C y 37-38°C, respectivamente.
6. Elabora una tabla de datos semejante a la que se muestra en Datos y observaciones. Mide la temperatura del agua en cada uno de los cuatro vasos, y anótala en cada uno de ellos. Deja reposar los tubos de ensayo en los vasos de agua a 0°C, a temperatura ambiente (alrededor de 18-25°C), a 37-38°C y a 60-65°C durante cinco a 10 minutos.
7. Vierte el H_2O_2 de los tubos en los que contienen licuado de células de zanahoria a la misma temperatura. Agita rápido cada tubo con una varilla de vidrio y comienza a medir el tiempo en el cronómetro de manera simultánea. Mide la altura de la espuma, desde la parte superior de la mezcla líquida hasta la superficie de la espuma, a intervalos de un minuto durante cuatro minutos o hasta que la espuma alcance el borde del tubo de ensayo. Anota tus datos en la tabla.

Análisis y conclusiones

1. **Interpreta los datos** Utiliza tus datos para construir una gráfica para cada una de las temperaturas utilizadas. Traza la altura de la espuma en el eje vertical y el tiempo en el eje horizontal.
2. **Interpreta los datos** Construye otra gráfica, trazando la altura de la espuma a los tres minutos en el eje vertical y la temperatura en el eje horizontal.
3. **Compara y contrasta** ¿Cuál de las temperaturas parece ser óptima para la descomposición del peróxido de hidrógeno catalizada por la catalasa? ¿Cómo es esa temperatura con respecto a la del cuerpo humano?

Aplicación y evaluación

1. **Sugiere** una forma en la que se pueda analizar el gas de la espuma para comprobar que es oxígeno.

CONTINÚA INDAGANDO

Explica Los iones peróxido se producen en las plantas y en los animales debido a ciertas reacciones celulares. Debido que estos peróxidos pueden oxidar y dañar las estructuras de la célula, ¿qué beneficios tiene la catalasa para las células?

Datos y observaciones

Tabla de datos

Vaso	Temperatura de los reactivos	Altura de la espuma al minuto	Altura de la espuma a los 2 minutos	Altura de la espuma a los 3 minutos	Altura de la espuma a los 4 minutos
A					
B					
C					
D					

Gente en la Química

Entrevista con la doctora Lynda Jordan

Bioquímica

La puerta de la oficina de la doctora Lynda Jordan en la Universidad Estatal de Técnica y Agricultura de Carolina del Norte, casi siempre está abierta. Los estudiantes y los profesores más jóvenes continuamente la detienen para que les ayude a resolver tanto los problemas del laboratorio como sus problemas personales. La doctora Jordan comenta: "Sé que mi vida no habría sido como es si no hubiera tenido gente que me dijera ¡puedes lograrlo! Ésta es la razón por la que decidí abrir mi oficina a la gente. Los estudiantes necesitan saber que ser una persona amable y trabajadora tiene su recompensa."

En el trabajo

P **Una emisora especial de servicio público de TV le hizo un homenaje por su trabajo con las enzimas. ¿Puede contarnos algo de este proyecto?**

R Estoy estudiando una enzima relacionada con enfermedades como el asma, artritis, alteraciones bronquiales y gastrointestinales, parto prematuro y diabetes. Me interesa averiguar acerca de la relación estructural y funcional de esta enzima así como su comportamiento en las células humanas. Esta enzima se aisló de las células de la placenta humana, lo que no fue una tarea fácil. Mis colegas y yo tuvimos que clasificarla por su peso molecular, pH y su dependencia del calcio.

P **¿Por qué esta investigación es tan importante para usted?**

R Al principio comencé a trabajar con la enzima llamada fosfolipasa A, como parte de mi investigación posdoctoral en el Instituto Pasteur de Francia, en 1985. Durante esa época, descubrimos que la fosfolipasa estaba presente en la placenta humana, y éramos uno de los primeros grupos que habían aislado en el laboratorio esta proteína independiente del calcio. Fue una época muy excitante para mí. Conozco a mucha gente que tiene enfermedades relacionadas con esta enzima. Si pudiera entender cómo funciona, quizá podría contribuir al conocimiento de lo que sucede durante estas enfermedades. Esta información ayudaría a la comunidad científica a desarrollar estrategias que podrían corregir estos problemas biomédicos.

P **¿Cuáles son las enfermedades que más le interesan?**

R Una evidencia científica reciente ha demostrado que existe una relación entre la enzima fosfolipasa A_2 y la diabetes. Estoy muy interesada en investigar la relación que existe entre la PLA_2 y el metabolismo de la glucosa. Muchos miembros de mi familia, al igual que yo, tienen diabetes. El conocimiento de esta enfermedad a un nivel molecular sería valioso para mí tanto en lo personal como en lo científico.

Primeras influencias

P **¿Qué quería hacer cuando era estudiante de preparatoria?**

R Iba a una preparatoria urbana, pero no me interesaba ir a la universidad. Aunque era buena estudiante, solía faltar a clases. Un día, cuando tenía unos 15 años, me escapé del salón de clases con una amiga. El prefecto venía por el pasillo y corrí hacia el primer salón que encontré, que resultó ser un auditorio donde se llevaba a cabo una conferencia de orientación para la superación personal. El conferencista realmente llamó mi atención. Me preguntó: "¿Qué vas a hacer el resto de tu vida? ¿Estar en la esquina de la calle y mirar pasar el mundo?" Eso era todo lo que estaba haciendo, y tenía suerte de no haber terminado formando parte de las estadísticas lamentables. De inmediato me inscribí en el programa.

P **¿Podría describirnos cómo era el programa?**

R Era un riguroso programa de seis semanas para un nivel universitario que se impartía en la Universidad de Brandeis. Vivíamos en los dormitorios de la universidad y se nos prohibía tener contacto con el ambiente de la ciudad. El objetivo era cambiar nuestro ambiente, así que nos programaban actividades desde las 6 a.m. hasta las 11 p.m. Esperábamos dar lo mejor de nosotros y nos apoyaban para lograrlo.

Impresiones personales

P **Los mentores fueron determinantes para su desarrollo. ¿Se considera actualmente un mentor?**

R De todas las cosas que hago, la principal es ayudar al desarrollo de la gente. Es el mejor tributo, en particular cuando trato con los estudiantes de primer ingreso a la universidad, como yo lo fui, y esto es lo gratificante. Trato de ayudar a los estudiantes y a los miembros más jóvenes del cuerpo de profesores con sus problemas científicos y personales, así tendrán seguridad para sobrevivir en el mundo grande y hostil. El carácter tiene mucho que ver con el éxito. La honestidad, la confianza, la sensatez y la aceptación de la responsabilidad, son cosas que a veces se tienen que aprender.

P **¿Puede trazar un paralelismo entre resolver problemas en el laboratorio y resolverlos en la vida diaria?**

R Ambos son procesos que van paso a paso. Primero, es necesario reunir la información; después, diseñar una estrategia para alcanzar un objetivo. Mientras tanto, se necesita pensar en utilizar estrategias que lo respalden en caso de que las cosas no funcionen como se pensaba. Mientras se progresa, se debe estar atento para saber hasta dónde se quiere llegar. Así, por ejemplo, si alguien está eligiendo una carrera y piensa en llegar a ser médico, lo primero que tiene que hacer es ir a visitar un hospital y quizás una sala de emergencia. Todo el camino para resolver cualquier problema necesita que se den pequeños pasos y vigilar cómo se va progresando.

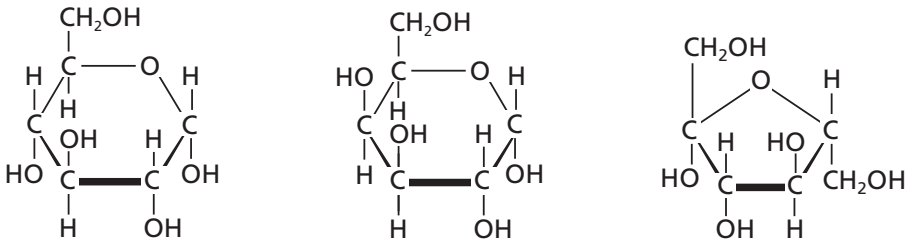
CONEXIÓN CON OTRAS PROFESIONES

Estos campos se relacionan con la bioquímica.

Especialista en tecnología médica Tres años de universidad además de un programa de un año en tecnología médica

Técnico de laboratorio clínico Preparatoria más un programa de entrenamiento de dos años

Técnico en historial médico Preparatoria más un programa de entrenamiento de dos años



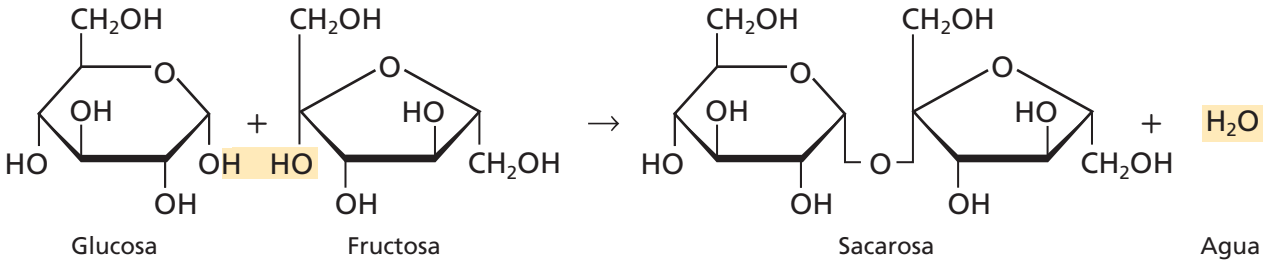
■ **Figura 19.10** La glucosa, la galactosa y la fructosa son monosacáridos.

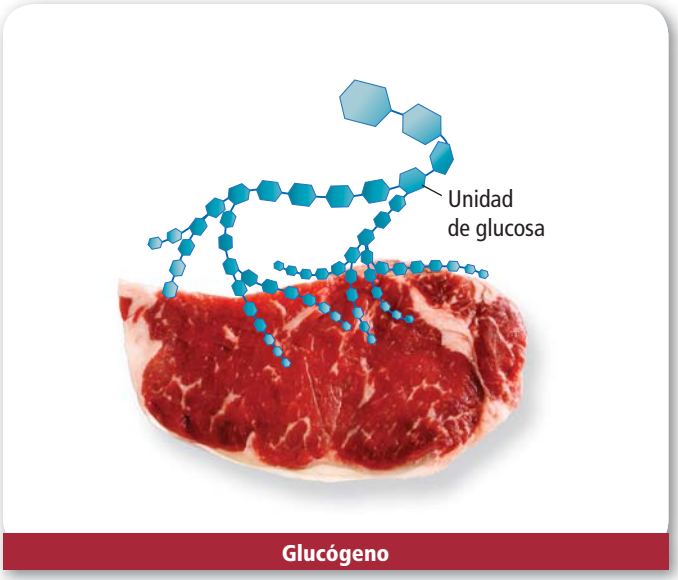
La estructura de los carbohidratos Los carbohidratos son un grupo diverso de moléculas que incluyen desde los azúcares simples hasta las moléculas más grandes formadas por una serie de distintas combinaciones de estos azúcares. Los azúcares más simples contienen cinco, seis o siete átomos de carbono dispuestos en una estructura anular. Un átomo de oxígeno forma un ángulo del anillo, y los grupos hidroxilo se unen a cada carbono. Los azúcares simples más comunes son glucosa, galactosa y fructosa. En la **figura 19.10** se muestra la estructura de estos tres azúcares comunes.

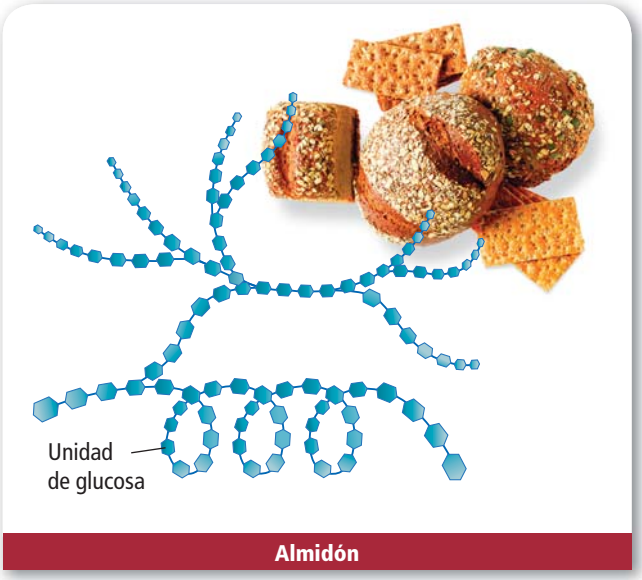
Monosacáridos y disacáridos Las moléculas de azúcares simples se denominan monosacáridos. Dos monosacáridos se pueden unir en una reacción de condensación y formar un disacárido como la sacarosa, el carbohidrato más común de los pasteles y los dulces. La estructura de la sacarosa, también conocida como azúcar de mesa, se forma con un monómero de glucosa y uno de fructosa, como se muestra en la **figura 19.11**.

Para que una molécula se clasifique como un nutriente, debe ser capaz de penetrar en las células. Los disacáridos son demasiado grandes para atravesar la membrana celular. Sin embargo, las enzimas del sistema digestivo catalizan la reacción de ruptura de la sacarosa en moléculas de glucosa y fructosa, que por ser más pequeñas se pueden absorber y usar como nutrientes de las células. Otros disacáridos que se encuentran comúnmente en los alimentos son el azúcar de la leche (lactosa) y el azúcar de la malta (maltosa).

■ **Figura 19.11** Cuando se unen la glucosa y la fructosa, forman el disacárido sacarosa. Observa que el agua también es un producto de esta reacción de condensación. Recuerda que cada estructura anular está formada por átomos de carbono unidos a átomos de hidrógeno individuales o a grupos funcionales. Los carbonos de los anillos y los átomos de hidrógeno individuales no se muestran por simplificación.







Polisacáridos ¿Qué sucede cuando tuestas una rebanada de pan? ¿Has notado que tiene un sabor ligeramente dulce? El sabor dulce se debe a la maltosa, un disacárido formado por dos moléculas de glucosa. El pan que no está tostado no tiene ese sabor dulce, y no contiene maltosa. ¿De dónde proviene la maltosa del pan tostado? Es el producto de una reacción en la que los carbohidratos grandes del pan, almidón y celulosa, se degradan con el calor.

Como recordarás, el almidón y la celulosa son polímeros que se constituyen por la unión de muchas moléculas de glucosa. El glucógeno es otro polímero común que sólo contiene glucosa, y también se le conoce como almidón animal. El almidón, la celulosa y el glucógeno son ejemplos de polisacáridos. Los polisacáridos pueden contener cientos o incluso miles de moléculas de monosacáridos que se han enlazado. Un polisacárido puede contener uno solo o varios tipos de monosacáridos.

Las unidades repetitivas de glucosa son las mismas en el almidón de una papa y en la celulosa de la madera de un lápiz. ¿Cómo pueden ser tan distintas las estructuras de estos polímeros? Las principales diferencias se deben a la manera en que se enlazan las moléculas de glucosa, al número de unidades de glucosa en el polímero y a la cantidad de ramificaciones. Estas pequeñas diferencias estructurales son suficientes para que tengan propiedades y funciones muy distintas. En la **figura 19.12** se muestran las estructuras del glucógeno, el almidón y la celulosa.

■ **Figura 19.12** El glucógeno, que se encuentra en los músculos y en el hígado de los animales, es un polisacárido formado por glucosa. El glucógeno está muy ramificado. Otros dos polisacáridos importantes son el almidón y la celulosa. Las moléculas de almidón, que almacenan la energía en las plantas, pueden presentar o no ramificaciones. La celulosa tiene una estructura lineal, sin ramificaciones, que se parece a un alambrado entrelazado. La celulosa es una molécula de importancia en la estructura de las plantas.

Química cotidiana

Pistas para la dulzura

¿A qué se debe que las fresas maduras tengan ese delicioso sabor dulce? Tiene algo que ver con una señal de algo dulce que llega a tu cerebro cuando determinadas moléculas de las fresas encajan en los sitios receptores en las papilas gustativas de tu lengua. Las moléculas se ajustan a los receptores de una manera particular, que está determinada por su estructura. Cuando esto ocurre, se estimulan los procesos químicos que producen la respuesta dulce. Incluso las moléculas de los edulcorantes artificiales, muchos de los cuales no son carbohidratos y no los metaboliza el cuerpo, son capaces de acomodarse en los sitios receptores del sabor dulce que se encuentran en las papilas gustativas.

Descifrando la clave del sabor dulce Los puentes de hidrógeno son las interacciones más comunes que existen entre las moléculas. Cuando un átomo de hidrógeno se enlaza con un átomo muy electronegativo, su electrón es atraído hacia ese átomo y el hidrógeno queda con una carga parcial positiva. Por consiguiente, puede atraer otros átomos con cargas parciales negativas. Los átomos de nitrógeno, oxígeno, flúor y otros no metales son sumamente electronegativos y pueden ser atraídos por el hidrógeno.

Hace algunas décadas, los químicos formularon la hipótesis de que las moléculas con sabor dulce tienen dos sitios, A y B, muy cercanos entre sí, como se muestra en la **figura 1**. Suponían que los sitios estaban separados por una distancia de 0.3 nm y que el sitio A tenía un átomo de hidrógeno unido al átomo A por enlace covalente. A estos dos sitios se les llamó AH y B, y a la estructura se le dio el nombre de sistema AH, B. Este sistema AH, B interacciona con un sistema semejante, formado por un grupo NH y un grupo C=O, localizados en los receptores dulces de la lengua.

Las moléculas de proteína forman pares de puentes de hidrógeno puesto que tienen los dos sitios, NH y C=O. El oxígeno más electronegativo del grupo C=O busca un átomo de hidrógeno de otra molécula, y el hidrógeno del grupo NH busca un átomo más electronegativo como nitrógeno u oxígeno.

Los sitios C=O y NH están estratégicamente separados por una distancia de 0.3 nm. Una molécula que tenga sitios complementarios, que también estén separados por 0.3 nm, se puede unir con la proteína. El sistema AH, B de una molécula dulce, con sitios AH y B, cumple con esta descripción. Si ésta se enlaza con la proteína que forma parte de los receptores del sabor dulce localizados en la punta de la lengua, el cerebro recibe una señal de sabor dulce.

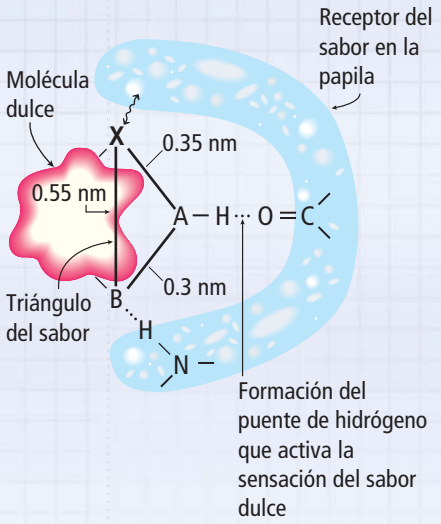


Figura 1 El triángulo de dulzura.

Refinando el modelo del sabor dulce Los químicos también descubrieron que las moléculas dulces tenían otra característica en común. Una parte de ellas es hidrofóbica, es decir, que repele el agua. A esta parte se le llamó sitio X, el cual debe estar más alejado del sitio B que del sitio AH. Todo el arreglo molecular forma un triángulo de dulzura.

Explorando más

1. **Analiza** ¿A qué se debe que algo tenga sabor dulce?
2. **Adquiere información** Busca una tabla en un libro de referencia en la que se compare la dulzura relativa de los distintos azúcares con edulcorantes artificiales. ¿Qué tan dulces son los siguientes edulcorantes artificiales con respecto a la sacarosa (azúcar de mesa): sucralosa, aspartame, sacarina, acesulfame-K?

Figura 19.13 izquierda el protector labial es una mezcla de aceites y ceras. Estos lípidos ayudan a mantener suave y húmeda la piel de los labios. **derecha** El aguacate de este guacamole tiene gran cantidad de aceites.

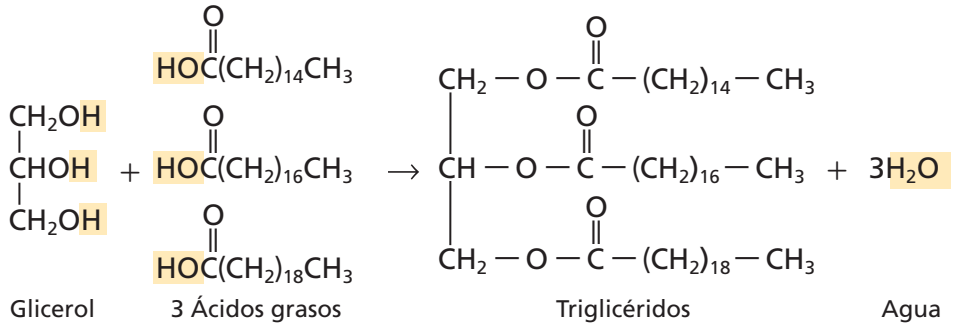
Lípidos

Una biomolécula que contiene una gran proporción de enlaces C—H y menos oxígeno que los carbohidratos se denomina **lípido**. Las grasas, los aceites y las ceras son lípidos. Los lípidos son insolubles en agua pero solubles en disolventes orgánicos no polares. Por lo general, los lípidos que se derivan de los animales se llaman grasas, y los que se derivan de las plantas se denominan aceites. Las moléculas de los lípidos se encuentran en los alimentos grasos que comes como la mantequilla, la margarina, la crema de cacahuate y el aceite con que fríes tus papas. La cera que usas en el automóvil familiar o la cera de la parte de abajo de un par de esquíes también son lípidos. Las ceras son producidas tanto por plantas como por animales. En la **figura 19.13** se muestran otros lípidos comunes.

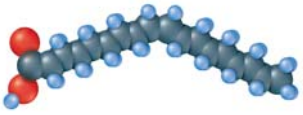
Estructura de los lípidos La mayoría de los aceites y grasas de tu dieta consisten en largas cadenas de ácidos carboxílicos, conocidos como **ácidos grasos**, unidos a una molécula de glicerol. El glicerol es una pequeña cadena de carbonos con tres grupos funcionales hidroxilo. Tres moléculas de ácidos grasos se combinan con una sola molécula de glicerol en una reacción de condensación y se forman tres moléculas de agua y una molécula de lípido con tres grupos funcionales éster. Cada ácido graso contribuye con el hidroxilo de su grupo carboxilo (—COOH), y cada grupo hidroxilo del glicerol contribuye con el átomo de hidrógeno para formar las moléculas de agua. El lípido formado se denomina triglicérido. En la **figura 19.14** se muestra la formación de triglicéridos.

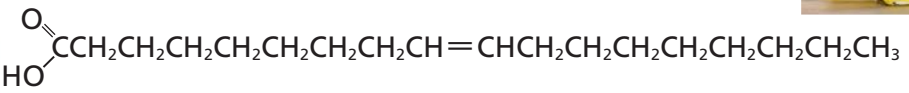
FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Figura 19.14 Los triglicéridos se forman cuando los grupos hidroxilo del glicerol se combinan con los grupos carboxilo de los ácidos grasos.



Ácido oleico





Ácido esteárico

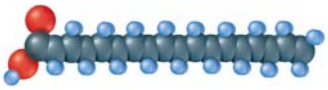


Figura 19.15 El ácido oleico es un ácido graso insaturado de 18 carbonos que se encuentra en el aceite de oliva. El ácido esteárico es un ácido graso saturado de 18 carbonos, que se encuentra en la mantequilla.

Identifica *cómo se afecta la estructura de la molécula por la presencia de un enlace doble.*

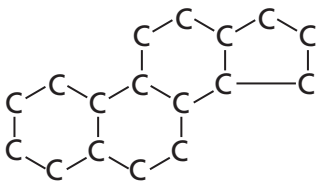
Ácidos grasos saturados e insaturados Los ácidos grasos más comunes son cadenas de 12 a 26 átomos de carbono con un grupo ácido carboxílico en un extremo. Los ácidos grasos saturados, como los hidrocarburos saturados, sólo tienen enlaces sencillos que unen a los átomos de carbono. Los ácidos grasos monoinsaturados tienen un enlace doble entre dos átomos de carbono, como puedes ver en la **figura 19.15**. Los ácidos grasos poliinsaturados tienen dos o más enlaces dobles.

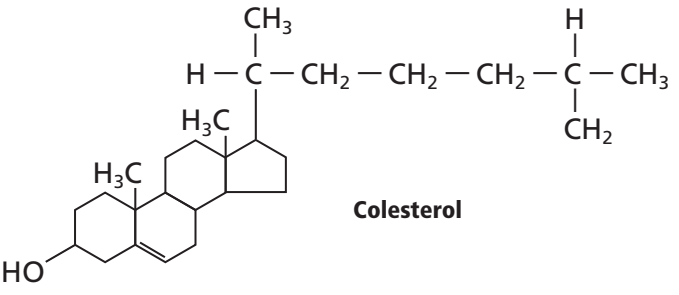
Los lípidos animales suelen ser sólidos a temperatura ambiente y los lípidos vegetales tienden a ser líquidos. Imagina la manteca de cerdo sólida en una sartén fría comparada con una botella de aceite vegetal. Por lo general, los lípidos animales son más saturados que los lípidos vegetales. La curvatura de las moléculas en torno a los enlaces dobles de los lípidos vegetales evita que queden muy cercanas entre sí. La gran cercanía de las moléculas de los lípidos animales provoca que sean sólidos a baja temperatura. Por esta razón necesitas escurrir la manteca de cerdo antes de que se enfríe la sartén, pero siempre es fácil servir el aceite vegetal de una botella, aunque esté fría.

Esteroides Los esteroides son otro tipo de lípidos. Un **esteroide** es un lípido con una estructura característica de cuatro anillos: todos los esteroides tienen la estructura de cuatro anillos que se muestra en la **figura 19.16**. Los esteroides importantes incluyen el colesterol, algunas hormonas sexuales y la vitamina D. Los esteroides que son hormonas actúan como reguladores de procesos metabólicos. El colesterol es un componente estructural importante de la pared celular.

Figura 19.16 Se encuentran muchos esteroides diferentes en las plantas, animales y hongos, pero la estructura de todos ellos tiene los cuatro anillos que se ilustran.

Estructura anular de los esteroides





Colesterol

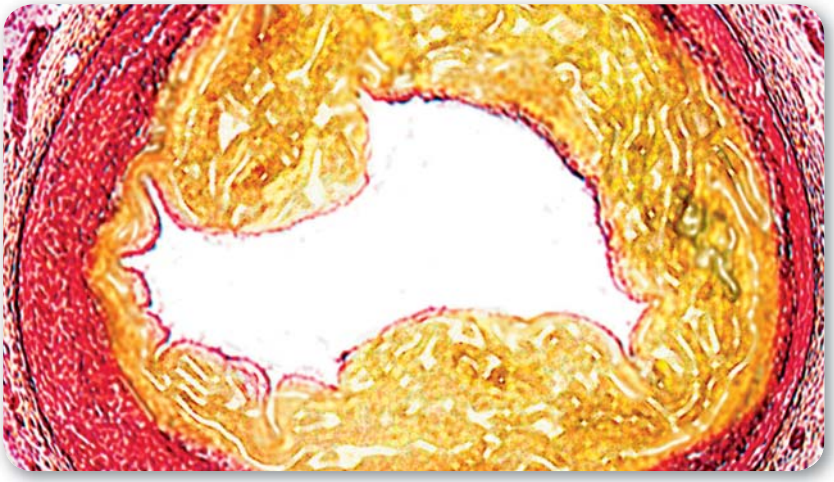


Figura 19.17 El colesterol forma parte del material de las placas amarillentas que ocluyen esta arteria humana. Las personas con altos niveles de colesterol en la sangre tienen mayor riesgo de desarrollar enfermedades cardiacas debido a la oclusión de las arterias. Aunque el colesterol tiene una mala reputación, las células lo necesitan para formar membranas, hormonas esteroides y sales biliares. El cuerpo humano sintetiza alrededor de 1 g de colesterol por día.

Los lípidos y la dieta La alimentación con una dieta rica en grasas saturadas se ha asociado al incremento de trastornos cardiovasculares como las enfermedades cardiacas. No se conoce bien la causa de ello, pero puede deberse en parte a la capacidad del hígado de degradar los ácidos grasos en compuestos más pequeños que el cuerpo utiliza para sintetizar colesterol. Los niveles elevados de colesterol en la sangre se asocian con el endurecimiento y engrosamiento de las paredes de las arterias, que se ilustra en la **figura 19.17**. Este proceso puede ocasionar aumento de la presión sanguínea y enfermedades cardiacas. Al reducir la cantidad de grasas saturadas y colesterol en la dieta, especialmente las grasas animales que se encuentran en los huevos, el queso y la carne roja, se pueden disminuir los niveles de colesterol en la sangre.

Las funciones de los lípidos

Los lípidos tienen dos funciones bioquímicas principales en el cuerpo. Cuando un organismo ingiere y procesa más alimento del que necesita, se produce un exceso de energía. El organismo almacena este exceso de energía que después utiliza para unir átomos en las moléculas de lípidos. Cuando se necesita energía, las enzimas rompen estos enlaces y liberan la energía utilizada para formarlos.

Los lípidos también forman las membranas que rodean a las células. Entre ellos se incluyen el colesterol y los fosfolípidos. Los fosfolípidos son moléculas que tienen un grupo fosfato y dos ácidos grasos, en lugar de tres, unidos a los tres átomos de carbono del glicerol. En la **figura 19.18** se muestra la alineación de los fosfolípidos para formar la doble capa, denominada doble capa lipídica, que forma la pared celular.

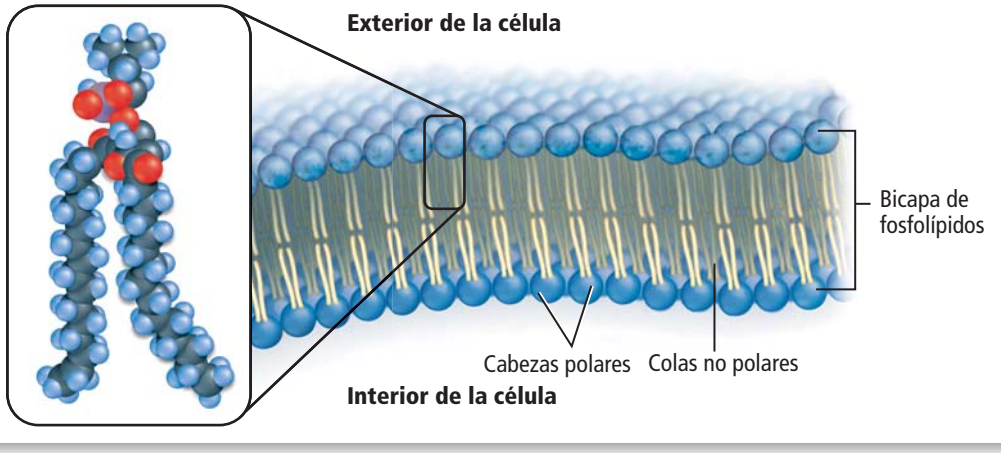
LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 877 para realizar un **conteo de nutrientes**

NOTICIAS de la materia

Muchos aceites vegetales para cocinar anuncian que están libres de colesterol. Como el colesterol sólo se encuentra en los tejidos animales, todos los productos derivados de las plantas, frutas, vegetales y todos los aceites vegetales, carecen de colesterol.

Figura 19.18 Un fosfolípido tiene una cabeza polar y dos colas no polares. Las membranas de las células vivas están formadas por una doble capa de lípidos, denominada bicapa.



Química cotidiana

Grasas artificiales y grasas diseñadas

Las grasas han adquirido reputación de ocasionar muchos problemas de salud. Al mismo tiempo, las grasas son nutrientes indispensables que le dan el delicioso sabor y apariencia apetitosa a muchos alimentos. Los científicos especialistas en alimentos de varias partes del mundo trabajan en el problema que representa proporcionar alimentos que promuevan la salud, y que al mismo tiempo satisfagan al consumidor con el sabor placentero y la apariencia y textura de las grasas.

Los carbohidratos como grasas artificiales Actualmente se utilizan dos tipos de carbohidratos, almidón y celulosa, para reemplazar las grasas en los alimentos. Debido a las estructuras de estas moléculas que viste en el capítulo, te podría sorprender que las moléculas de almidón y celulosa puedan simular las propiedades de las grasas. Cuando un almidón se mezcla con agua, forma un gel cuya textura y consistencia es igual a la de la grasa. Los geles pueden reemplazar a la grasa en algunos alimentos, pero no sirven para hacer frituras.

Por lo general, los carbohidratos sólo aportan cuatro Calorías por gramo, a diferencia de las nueve Calorías por gramo que proporcionan las grasas. Pero la celulosa, carbohidrato que se encuentra en las paredes celulares de las plantas, no suministra Calorías porque el cuerpo no la puede metabolizar. La celulosa microcristalina es una forma de la celulosa que al mezclarse con agua produce una textura semejante a la de las grasas. Puede reemplazar a las grasas en postres congelados y productos de pastelería.

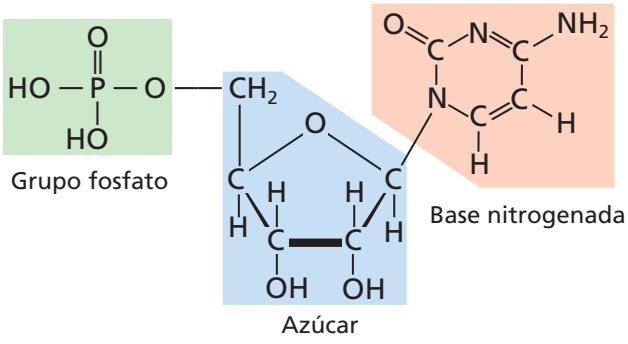
Proteínas para las grasas Otros sustitutos de las grasas se basan en proteínas. Para que una proteína pueda simular una grasa, debe cortarse en finas partículas con dimensiones de sólo 0.1 a 3.0 μm. En una versión de este proceso, la clara de huevo y las proteínas de la leche se someten a calor y presión elevados para que formen pequeñas partículas esféricas. El pequeño tamaño de estas partículas de proteína permite que la boca las perciba como suaves y cremosas. Al igual que los carbohidratos, los sustitutos de proteína sólo proporcionan cuatro Calorías por gramo. Sin embargo, no sirven para freír y tampoco tienen el sabor de la grasa.

Grasas químicamente modificadas Para encontrar la grasa perfecta que no proporcione Calorías y que no dañe la salud, los químicos de alimentos han ideado grasas químicamente modificadas. Los investigadores alteran el tamaño, la forma o la estructura de las moléculas de grasa auténtica para que el cuerpo humano las digiera y las utilice sólo parcialmente o nada. Una grasa químicamente modificada se llama Olestra, un poliéster de sacarosa que se usa en las papas fritas de la **figura 1**. Los especialistas en tecnología de alimentos aseguran que Olestra puede satisfacer el sabor en tus papilas gustativas, sin proporcionar grasas saturadas ni Calorías. Puede sustituir la mantequilla y la grasa, e incluso utilizarse para freír. Una grasa consiste en tres ácidos grasos unidos al glicerol. La grasa modificada Olestra tiene entre seis y ocho ácidos grasos, derivados de aceites vegetales, unidos a la sacarosa. Al ser más grande que una molécula de grasa típica, no es absorbida por las células del sistema digestivo. Las enzimas no pueden romper el enlace de ácido graso-sacarosa, de modo que la molécula pasa sin ser digerida por el organismo.

Figura 1 Las papas fritas cocinadas con Olestra tienen el sabor de las papas fritas cocinadas con aceite vegetal, pero el organismo no lo absorbe.

Explorando más

1. **Analiza** ¿Qué riesgos tendría para la salud ingerir únicamente alimentos con grasas sustituidas?
2. **Razonamiento crítico** ¿Los productos fabricados con grasas artificiales no digeribles podrían atrapar vitaminas o medicamentos solubles en grasas en el intestino? ¿Qué efectos nocivos provocaría en el organismo? ¿Cómo podría resolverse este problema?



■ **Figura 19.19** Cada nucleótido está formado por tres partes: una base nitrogenada, un azúcar con cinco átomos de carbono y un grupo fosfato.

Ácidos nucleicos

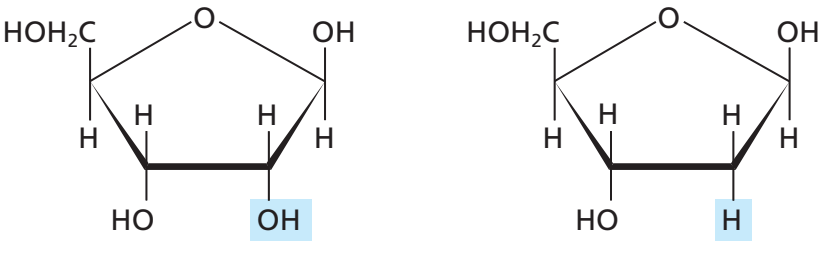
El cuarto tipo principal de biomoléculas, los ácidos nucleicos, no se encuentra en la lista de ingredientes de los productos alimenticios, aunque forma parte de cada célula vegetal o animal que los seres humanos consumen como alimento. Un **ácido nucleico** es un polímero de gran tamaño que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, nitrógeno y fósforo. Los ácidos nucleicos están presentes en las células sólo en pequeña cantidad y no es indispensable que figuren en la dieta porque el organismo los sintetiza a partir de proteínas y de carbohidratos. Los ácidos nucleicos contienen la información genética codificada que las células necesitan para reproducirse y regulan a las células al controlar la síntesis de proteínas que realizan numerosas funciones en las células. Los dos tipos de ácidos nucleicos que se encuentran en las células son **ADN** (ácido desoxirribonucleico) y **ARN** (ácido ribonucleico). Los ácidos nucleicos se nombraron así porque se descubrieron por vez primera en el núcleo de las células.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

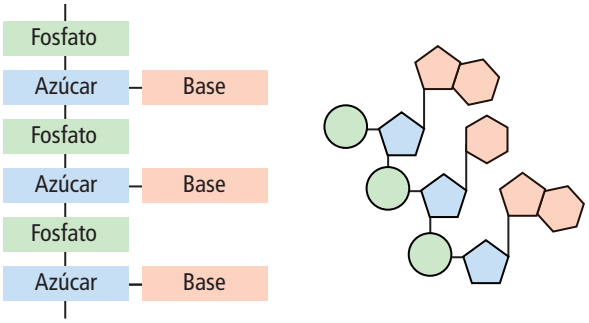
La estructura de los ácidos nucleicos

Los ácidos nucleicos son polímeros formados por bloques que a primera vista parecen complejos. Es más fácil comprender la estructura de estos bloques, llamados **nucleótidos**, si los separas en tres partes, como se muestra en la **figura 19.19**.

Los nucleótidos pueden contener uno de dos azúcares muy parecidos. Los nucleótidos del ARN contienen un azúcar de cinco carbonos llamado ribosa, mientras que los nucleótidos del ADN contienen desoxirribosa, que tiene la misma estructura general de la ribosa pero un átomo de hidrógeno en lugar de uno de los grupos hidroxilo. En la **figura 19.20** se muestra la estructura de la ribosa y de la desoxirribosa. Las otras dos partes de los nucleótidos del ADN y del ARN, el grupo fosfato y la base nitrogenada, se unen al azúcar.



■ **Figura 19.20** La ribosa, un azúcar de cinco carbonos, es la base de los nucleótidos del ARN, mientras que el azúcar de cinco carbonos, desoxirribosa, es la base de los nucleótidos del ADN. Como lo sugieren sus nombres, la diferencia entre los dos es la falta de un átomo de oxígeno en la desoxirribosa.



Ácido nucleico

■ **Figura 19.21** Los ácidos nucleicos son cadenas lineales en las que se alternan azúcares y fosfatos. Cada azúcar tiene unida una base nitrogenada. Debido a que los nucleótidos están desfasados, las cadenas se asemejan a los peldaños de una escalera.

Como se muestra en la **figura 19.21**, un ácido nucleico es un polímero formado por cadenas en las que el azúcar de un nucleótido se une con el fosfato de otro nucleótido. La cadena con azúcares y fosfatos alternados se describe a menudo como el esqueleto del polímero. En los nucleótidos se encuentran cinco bases nitrogenadas distintas. Los nombres de estas bases se abrevian a menudo con una sola letra: A para adenina, C para citosina, G para guanina, T para timina y U para uracilo. El ADN contiene A, C, G y T pero nunca U. En el ARN, se encuentra U en lugar de T. En la **figura 19.22** se muestran las bases que se encuentran en los nucleótidos que forman el ADN y el ARN.

ADN En la estructura tridimensional del ADN, las dos cadenas del esqueleto de azúcar y fosfato se unen por medio de los puentes de hidrógeno que se forman entre las bases unidas a cada cadena. Cada base tiene una forma específica que le permite formar puentes de hidrógeno con sólo una de las otras bases. En el ADN, la adenina sólo se une con la timina, y la citosina sólo lo hace con la guanina. Cuando las bases de los dos esqueletos del ADN se enlazan entre sí, el ADN adopta una estructura semejante a una escalera. La escalera del ADN se tuerce en una estructura en espiral conocida como doble hélice, que se muestra en la **figura 19.22**.

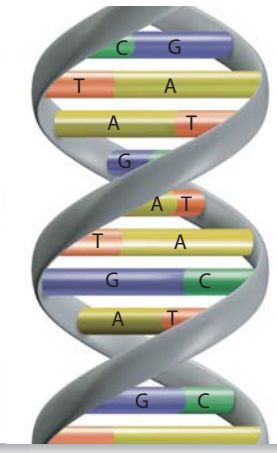
La secuencia específica de las bases en el ADN de un organismo forma su código genético. Este código maestro controla todas las características del organismo porque contiene las instrucciones para la estructura de cada proteína que forma el organismo. El código pasa de una generación a la siguiente porque la descendencia recibe copias del ADN de sus progenitores.

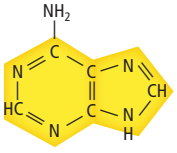
■ **Figura 19.22** Los nucleótidos están formados por un fosfato, un azúcar y una base. En las unidades de nucleótido que forman el ADN y el ARN se encuentran cinco bases distintas. La estructura del ADN es una doble hélice que se parece a una cremallera torcida. El esqueleto de azúcar-fosfato forma la parte externa de la cremallera.

Contrasta *¿Cuál es la diferencia estructural entre guanina y citosina?*

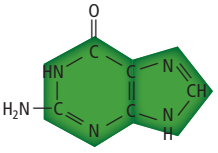
Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de la estructura del ADN, visita glencoe.com.

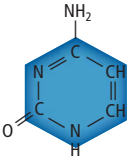




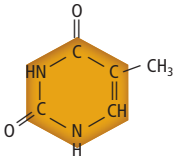
Adenina (A)



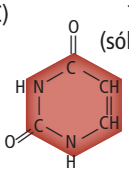
Guanina (G)



Citosina (C)



Timina (T)
(sólo en el ADN)



Uracilo (U)
(sólo en el ARN)

MiniLab 19.1

Extracción del ADN

¿Cómo puedes extraer ADN a partir de células de germen de trigo? Ya has estudiado que el ADN es una molécula de dos cadenas formada por muchos polímeros de nucleótidos. El ADN actúa como un diseño maestro que determina la actividad de las células porque contiene las instrucciones codificadas para cada proteína formada por las células. Además, el ADN permite que una célula transfiera estas instrucciones a la siguiente generación porque se duplica antes de la división celular. Las células recién formadas reciben copias exactas del ADN de las células progenitoras.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Utiliza un **mortero con pistilo** para moler aproximadamente 5 g de **germen de trigo** en 50 mL de **solución para la lisis celular** durante un minuto. Tu profesor te proporcionará esta solución que contiene reactivos para romper las células de trigo y eliminar el material celular no deseado.
3. Filtra la mezcla a través de un trozo de **tela de gasa** o de un **colador de cocina** y recibe el filtrado en un **vaso de precipitados de 250 mL o 400 mL**. Descarta el sólido.
4. Añade al líquido 100 mL de **isopropanol** al 91 por ciento y agita brevemente la solución.
5. Enrolla con cuidado las cadenas de ADN en una **varilla de vidrio**.
6. Extiende una muestra pequeña del ADN en un **portaobjetos** y añade dos gotas de **colorante azul de metileno**. Examina la muestra de ADN bajo un **microscopio**.

Análisis

1. **Infiere** ¿La gran cantidad de ADN que extrajiste sugiere que está empacado en forma poco o muy rígida dentro de las células?
2. **Explica** ¿El aspecto físico del ADN te permite describir su estructura física?

ARN Al igual que el ADN, el ARN también es un polímero de nucleótidos, pero existen algunas diferencias importantes. Ya estudiaste que los azúcares que se encuentran en los dos ácidos nucleicos son distintos y que la base de uracilo sustituye a la timina que se encuentra en el ADN. El uracilo se une con la adenina de la misma manera que la timina. La estructura tridimensional del ARN también es distinta de la que tiene el ADN. El ARN tiene una sola cadena de nucleótidos, que se tuerce y forma una hélice. El ARN lleva la información genética desde el ADN hacia el sitio de síntesis de proteínas, donde la dirige. El ARN se sintetiza a partir de una plantilla de ADN, como se muestra en la **figura 19.23**.

Vitaminas

Las células necesitan más de uno de los principales grupos de moléculas orgánicas para llevar a cabo sus funciones. Las **vitaminas** son moléculas orgánicas que se necesitan en pequeña cantidad en la dieta.

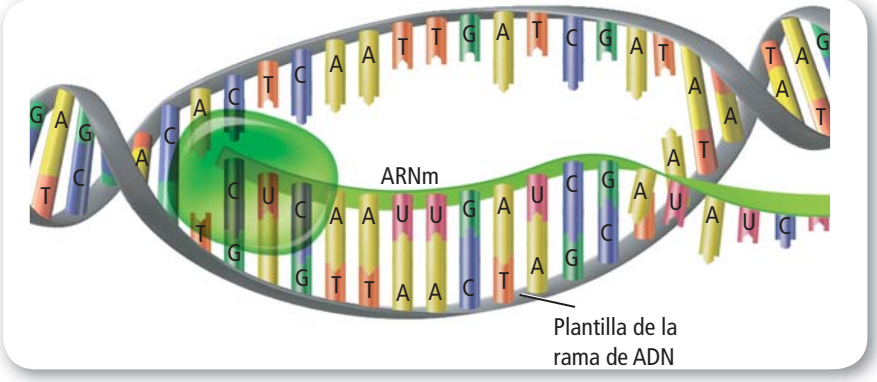


Figura 19.23 Uno de los principios fundamentales en biología es que el ADN codifica al ARN y, entonces, el ARN dirige la síntesis de las proteínas. El proceso de formación de ARN a partir de ADN se denomina transcripción.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con las biomoléculas, revisa los problemas adicionales de la página 839.

■ **Figura 19.24** La vitamina A es necesaria para mantener la salud de los ojos, la piel y las membranas mucosas. Se almacena en las células grasas del cuerpo, especialmente en el hígado. Los osos polares almacenan en el hígado cantidades enormes de vitamina A. En el siglo XIX, muchos exploradores del Ártico fallecieron por intoxicación con vitamina A, al comer grandes cantidades de hígado de oso polar.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Vitamina
proviene del latín *vita,* que significa *vida*.

Clases de vitaminas Las vitaminas se clasifican en dos categorías principales: las vitaminas hidrosolubles que se disuelven en agua y las liposolubles que se disuelven en disolventes orgánicos no polares. La vitamina D es una vitamina liposoluble y se disuelve en las grasas de la leche.

A diferencia de las funciones de las proteínas, los carbohidratos y los lípidos, las vitaminas no se utilizan directamente como fuente de energía o como material para formar la estructura del cuerpo. Muchas vitaminas funcionan como coenzimas en las reacciones de las células. Una **coenzima** es una molécula orgánica que ayuda a las enzimas en las reacciones de catálisis. La vitamina C es una coenzima de la reacción que modifica la proteína colágeno para que su estructura sea estable y pueda sostener tus tejidos.

La deficiencia de vitaminas origina enfermedades específicas. Recuerda los efectos devastadores del escorbuto entre los marineros ingleses por la deficiencia de vitamina C. Sin embargo, un exceso de vitaminas liposolubles también puede provocar enfermedades porque, a diferencia de una vitamina hidrosoluble, el exceso de vitaminas liposolubles no se puede disolver en la orina para ser excretada. Entre las vitaminas liposolubles están las vitaminas A, D y E. En la **figura 19.24** se muestran osos polares, que almacenan grandes cantidades de vitamina A.

Sección 19.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Hay cuatro tipos principales de biomoléculas.
- Muchas proteínas funcionan como enzimas que aceleran las reacciones.
- Las unidades de azúcares simples se combinan y forman los polímeros de carbohidratos.
- Los lípidos son insolubles en agua y solubles en disolventes no polares.
- Los ácidos nucleicos son polímeros de unidades que se llaman nucleótidos.

1. Idea PRINCIPAL **Resume** los nombres, estructuras y funciones de los cuatro tipos principales de macromoléculas biológicas.
2. **Describe** la estructura general de un triglicérido.
3. **Contrasta** ¿En qué se diferencian las estructuras del ADN y ARN?
4. **Aplica** ¿Por qué es posible formar dos dipéptidos distintos a partir de dos aminoácidos? Utiliza las fórmulas estructurales de la glicina y de la alanina, que se dan en esta sección, para dibujar los dos posibles dipéptidos.
5. **Explica** Los especialistas en nutrición creen que las grasas poliinsaturadas en la dieta son más saludables que las grasas saturadas. ¿Qué son las grasas poliinsaturadas y cuáles son los alimentos que las contienen?

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 19.2

Objetivos

- **Distinguir** entre las reacciones que utilizan las células en presencia y en ausencia de oxígeno para obtener energía de las moléculas combustibles.
- **Explicar** cómo es posible que un pequeño número de bloques de construcción bioquímicos se puedan usar para formar la extraordinaria variedad de moléculas necesarias para efectuar las funciones químicas de la vida.

Revisión de vocabulario

sustrato: el nombre que se le da a un reactivo en una reacción catalizada por enzimas

Vocabulario nuevo

metabolismo
hormona
respiración
aeróbico
proceso aeróbico
ATP
cadena de transporte de electrones
proceso anaeróbico
fermentación

Reacciones de la vida

Idea PRINCIPAL La respiración es un proceso metabólico del que se obtiene energía a partir de moléculas biológicas.

Vínculo con el mundo real Los plátanos no tienen sabor dulce mientras no han madurado. Cuando los plátanos maduran, el almidón se rompe y se convierte en azúcar. La reacción de ruptura del almidón es una de muchas reacciones que suceden constantemente en las células vivas.

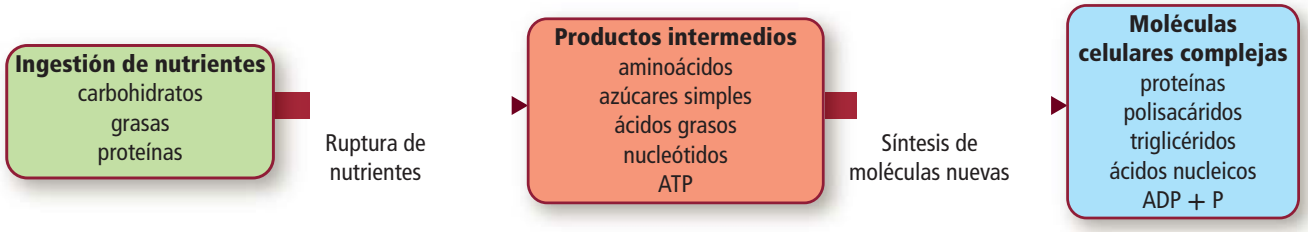
Metabolismo

¿Qué les ocurre a los azúcares y al almidón del plátano que te has comido? Los azúcares son bastante pequeños y pueden transportarse hacia el interior de las células que recubren tu sistema digestivo. De ahí pasan a tu torrente sanguíneo para llegar a otras células. Las moléculas de almidón son demasiado grandes para poder entrar en las células. En cuanto muerdes la fruta, las enzimas que hay en tu saliva comienzan a romper el almidón y formar glucosa. De la misma manera, la gran variedad de grandes y complejas moléculas que hay en los alimentos se deben romper para formar unidades más pequeñas que las células puedan absorber.

Las enzimas catalizan las reacciones en las cuales se degradan las proteínas, los carbohidratos y los lípidos; a este proceso se le da el nombre de digestión. Sólo pequeños bloques estructurales pueden entrar en las células para utilizarse en las innumerables reacciones que se realizan en el metabolismo. El **metabolismo** es la suma de todas las reacciones químicas necesarias para la vida de un organismo.

Energía química Estas numerosas reacciones celulares, interrelacionadas, transforman la energía química almacenada en los enlaces de los nutrientes en otras formas de energía y sintetizan las biomoléculas necesarias para dar estructura y realizar las funciones de los seres vivos. En la **figura 19.25** se resume el proceso metabólico de ruptura y formación de grandes moléculas biológicas. ¿De dónde proviene la energía química almacenada en las moléculas de los nutrientes? Esta energía proviene de la energía luminosa que se transformó durante la fotosíntesis de las plantas. Es decir, toda la energía que necesitamos para vivir proviene de la luz solar. En el capítulo 20 aprenderás algunas cosas acerca de la fotosíntesis y la conversión de energía.

■ **Figura 19.25** En las células vivas se llevan a cabo muchas reacciones metabólicas diferentes. Algunas implican la ruptura de los nutrientes para tomar energía y otras implican el uso de la energía para forman moléculas biológicas grandes.
Describe *Selecciona un alimento que hayas comido recientemente y describe cómo se metabolizó.*



PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con el metabolismo, revisa los problemas adicionales de la página 840.

Control de las reacciones Las células sólo llevan a cabo las reacciones que en un momento dado necesitan, lo que les permite conservar tanto la energía como la materia. ¿Cómo hacen las células para poner en marcha y detener las reacciones? Utilizan muchos procesos reguladores. Muchos de estos procesos pueden ponerse en marcha debido a la existencia de moléculas de señal llamadas **hormonas**, que se producen en órganos específicos del cuerpo y pueden viajar a través del torrente sanguíneo para comunicarse con otras células que se encuentran en distintos sitios. La insulina es un ejemplo de una hormona. Después de tomar un alimento, el páncreas libera insulina para enviar la señal a las células de que hay glucosa disponible. Uno de los procesos metabólicos que dispara la insulina es aquél en el que se libera energía y se conoce como respiración celular.

La respiración

Cuando las células necesitan energía, oxidan los combustibles como los carbohidratos y las grasas. Este proceso provoca la formación de dióxido de carbono y agua. En esta reacción se libera energía.

Oxidación de carbohidratos La mayor parte de la energía que utilizan las células proviene de la oxidación de los carbohidratos. En la oxidación inicialmente se necesita energía para romper enlaces. En un motor de automóvil, los hidrocarburos se queman después de que la chispa enciende la mezcla de gasolina y oxígeno al punto en que las moléculas pueden reaccionar. Sólo entonces puede ocurrir la reacción explosiva que impulsa los pistones del motor.

¿Cómo puede llevarse a cabo la oxidación de los carbohidratos a las temperaturas normales del cuerpo? La respuesta se puede hallar en la potencia catalítica de las enzimas. La serie de complejas reacciones catalizadas por las enzimas utilizadas para extraer la energía química de la glucosa se denomina **respiración**. La respiración es un proceso **aeróbico**, lo cual significa que se lleva a cabo sólo en presencia de oxígeno. El atleta que se muestra en la **figura 19.26** debe respirar profundamente para suministrar oxígeno a su cuerpo.

Para tomar la energía de la glucosa, las células deben romper los enlaces en los que se almacena la energía. La reacción exotérmica neta que se produce cuando se rompen los enlaces de la glucosa es semejante a la de la combustión de los hidrocarburos.

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{energía}$$

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Aeróbico
proviene del latín *conductus,* que proviene de la palabra griega *aeros*, que significa *aire*, y de la palabra griega *bios*, que significa *vida*.

Química en línea

Personal Tutor Para un tutorial en línea sobre la respiración, visita glencoe.com.

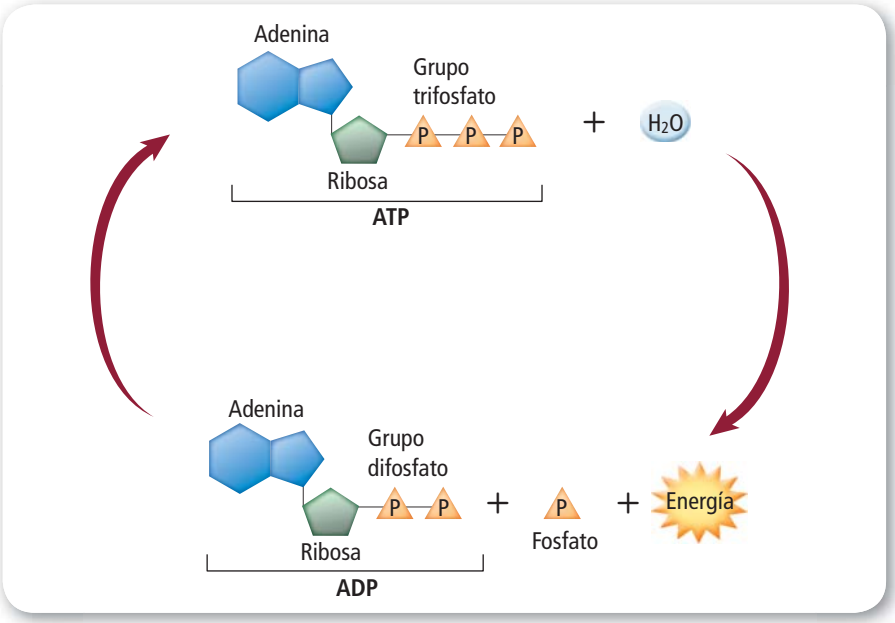
■ **Figura 19.26** Aunque muchas personas pudieran describir la respiración como inhalar aire, la definición bioquímica de la respiración se basa en lo que le sucede a las moléculas en las células cuando hay oxígeno disponible como consecuencia de la inhalación de aire. La glucosa reacciona con el oxígeno para formar agua, dióxido de carbono y liberar energía.

■ **Figura 19.27** Al quemar un malvavisco se libera la energía almacenada en el azúcar, pero no de una forma útil para las células del cuerpo. La respiración celular libera la energía de los alimentos de forma que es útil para mantener la vida.

El ATP y el almacenamiento de energía Cuando la gasolina se quema en los cilindros del motor de un automóvil, en una sola reacción explosiva se libera una gran cantidad de energía. Como se muestra en la **figura 19.27**, si la energía de la oxidación de azúcares se liberara en la misma forma, las células no podrían utilizarla totalmente. Las reacciones metabólicas necesitan pequeñas cantidades de energía. ¿Cómo puede "almacenarse" la energía en los alimentos para que la célula pueda utilizarla cuando sea necesario?

Cuando los nutrientes se rompen, la energía de los enlaces que se rompen se transfiere a las moléculas que almacenan energía llamadas difosfato de adenosina, que se abrevia como ADP (por sus siglas en inglés). La estructura del ADP es idéntica a uno de los nucleótidos que sirven como bloques de construcción de los ácidos nucleicos, excepto que el ADP tiene dos grupos fosfato, unidos a la molécula de ribosa, como se muestra en la **figura 19.28**.

Las células almacenan energía uniendo un tercer grupo fosfato al ADP para formar el trifosfato de adenosina, **ATP** (por sus siglas en inglés). Cuando las células necesitan energía, se rompe el enlace fosfato-fosfato del ATP, se forma ADP y un grupo fosfato y se libera la energía almacenada. La conversión de ADP en ATP y viceversa se produce en las células una y otra vez cuando las reacciones metabólicas liberan y utilizan energía. Muchas de estas reacciones se llevan a cabo durante la respiración celular.



■ **Figura 19.28** La ruptura del ATP proporciona energía para los procesos celulares de los organismos vivos.

Explica *dónde se almacena la energía en el ATP.*

Glucólisis, la primera etapa de la respiración celular El proceso de la respiración celular consta de muchas reacciones que se pueden agrupar en tres etapas. En la primera etapa de la respiración, una serie de nueve reacciones degradan la glucosa en un par de compuestos de tres carbonos. Gran parte de la energía proveniente de la ruptura de los enlaces se transfiere al ATP. Durante esta etapa se obtiene un rendimiento neto de dos moléculas de ATP por cada molécula de glucosa. Esta serie de reacciones se denomina glucólisis, que significa "ruptura de glucosa".

¿Por qué las células necesitan ATP? Es más fácil y más rápido disponer de la energía de los enlaces de esta molécula y en cantidades que se pueden manipular mejor que obtener la energía de los triglicéridos, el almidón o el glucógeno.

El ciclo de Krebs, la segunda etapa En la segunda etapa de la respiración se produce dióxido de carbono en una serie de reacciones que se conocen como el ciclo de Krebs o ciclo de los ácidos tricarboxílicos (TCA, por sus siglas en inglés) porque algunas de las moléculas formadas en las reacciones intermedias tienen tres grupos carboxilo.

La cadena de transporte de electrones, la tercera etapa La mayor parte de la energía derivada de la glucosa se libera en la etapa final de la respiración, que se describe con el término de **cadena de transporte de electrones**. Los electrones se trasladan paso a paso a niveles de energía más bajos, lo cual permite una liberación regulada de energía potencial. Esto es semejante a la liberación de energía potencial que se produce en cada rebote de una pelota cuando rueda por una escalera. En la **figura 19.29** se muestra otro ejemplo de liberación de energía potencial de forma controlada.

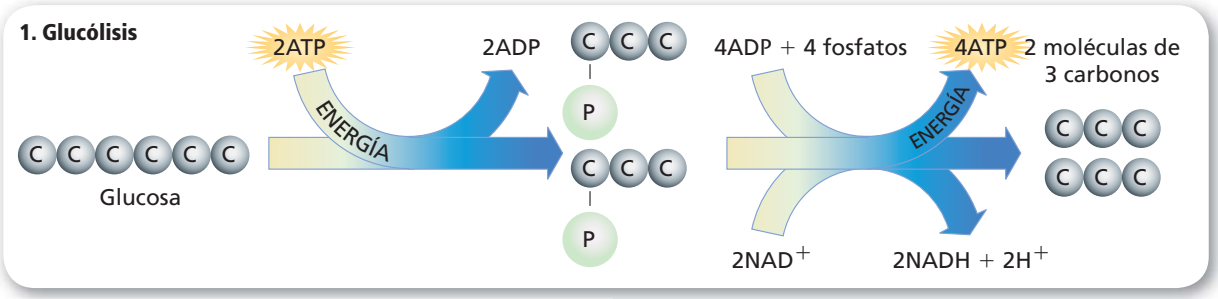
Durante estas etapas, la energía se almacena como ATP, conforme se transfieren los grupos fosfato al ADP. Una reacción redox final transfiere los electrones al oxígeno que inhalas, con lo cual se forma agua. Como puedes ver, la cadena de transporte de electrones no puede funcionar sin oxígeno porque éste es el receptor final de los electrones que provienen de la glucosa. En ausencia de oxígeno, toda la cadena de transporte se detiene porque los electrones no tienen a dónde ir. En la **figura 19.30** se resumen las tres etapas de la respiración.

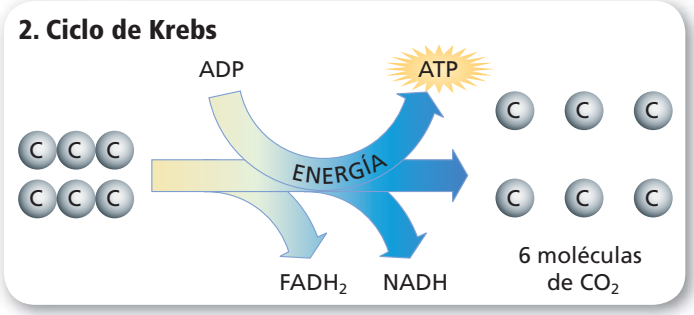
Figura 19.29 Si esta presa se rompiera, se liberaría rápidamente toda la energía potencial almacenada al mantener el agua detrás de las paredes de la presa. Sin embargo, el funcionamiento de la presa permite la liberación controlada de la energía potencial del agua.

Figura 19.30

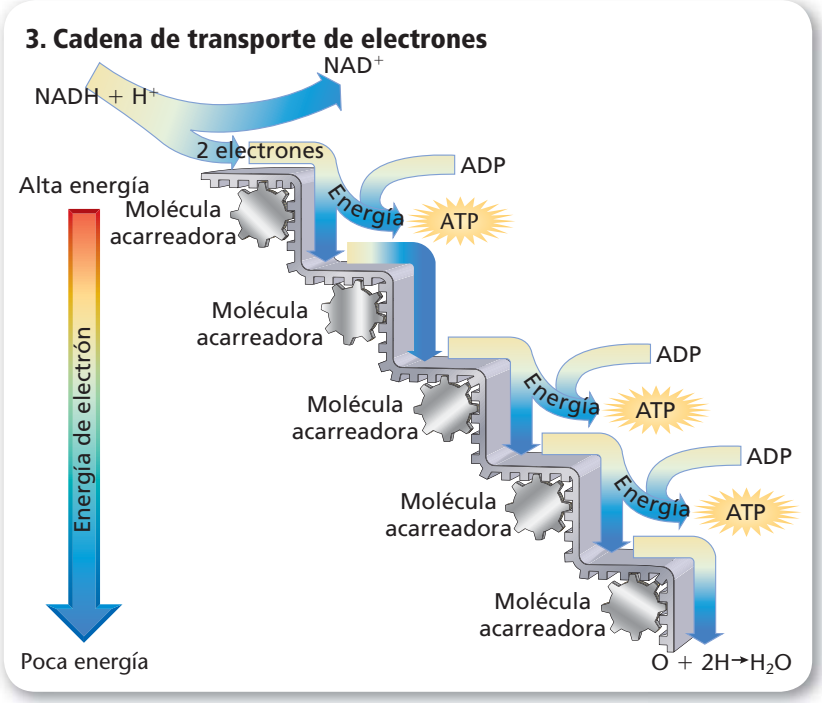
La respiración celular

En la glucólisis, que es la primera etapa de la respiración, una molécula de seis carbonos de glucosa se divide en un par de moléculas de tres carbonos. En la glucólisis también se forman iones hidrógeno y electrones. Éstos se combinan con los iones del nucleótido de nicotinamida adenina (NAD^+, por sus siglas en inglés), que son acarreadores de electrones y forman NADH. El NADH es una coenzima que se forma a partir de la vitamina B_4, a la que también se le llama niacina o ácido nicotínico. El ATP y el NADH sirven como sitios temporales de almacenamiento de energía y electrones, respectivamente, durante la respiración. Se utilizan dos moléculas de ATP y se producen cuatro moléculas.





En la segunda etapa, el par de moléculas de tres carbonos que se originó a partir de la glucosa se transforma en seis moléculas de dióxido de carbono. Se produce más ATP y NADH junto con una molécula de otra coenzima denominada dinucleótido de flavina y adenina ($FADH_2$, por sus siglas en inglés).



En la tercera etapa, el NADH y el $FADH_2$ llevan los electrones y los átomos de hidrógeno de la glucosa hacia una serie de moléculas acarreadoras, la cadena de transporte de electrones. Se realiza una serie de reacciones redox en cadena. En la reacción final, los electrones y el hidrógeno son transferidos al oxígeno para formar agua. Al inicio de la cadena, los electrones tienen mucha energía. A lo largo de las reacciones sucesivas la energía liberada queda atrapada en las moléculas de ATP. La energía disponible debido a la ruptura de cada molécula de glucosa se puede utilizar para formar 36 moléculas de ATP, un rendimiento neto de dos moléculas durante la glucólisis, 2 durante el ciclo de Krebs y 32 producidas durante la cadena de transporte de electrones.

La función de la hemoglobina

En 1864, un químico fisiólogo británico, Felix Hoppe-Seyler, descubrió que la hemoglobina, el pigmento de la sangre, se une con el oxígeno y lo libera. Cuando se desprende del oxígeno, su color pasa del rojo al rojo azulado. En los alvéolos pulmonares la hemoglobina se combina con el oxígeno por medio de sus átomos de hierro y lo transporta hacia los tejidos del cuerpo. La forma de la molécula de hemoglobina cambia cuando sale de los pulmones por los vasos sanguíneos y llega a los capilares cercanos a las células. Ese cambio en su forma es lo que provoca que se libere el oxígeno donde se necesita.

Estructura y función de la hemoglobina Las propiedades fisiológicas de la hemoglobina se pueden explicar al estudiar la estructura del grupo hemo, en la **figura 1**. La molécula de hemoglobina (Hb) consta de dos copias, cada una con dos cadenas de polipéptidos ligeramente distintas, alfa y beta. Cada una de las cuatro cadenas de polipéptidos tiene un grupo hemo cerca del centro. Observa que un grupo hemo consta de un átomo de hierro asociado con cuatro átomos de nitrógeno, cada uno de los cuales es parte de una estructura cíclica. El grupo hemo es el componente rojo oscuro de la hemoglobina que transporta el oxígeno.

Cada átomo de hierro de la molécula de hemoglobina se puede unir con una molécula de oxígeno

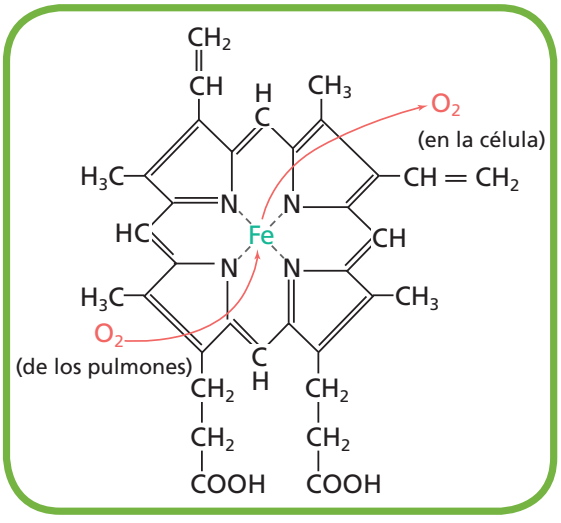


Figura 1 El grupo hemo y el oxígeno.

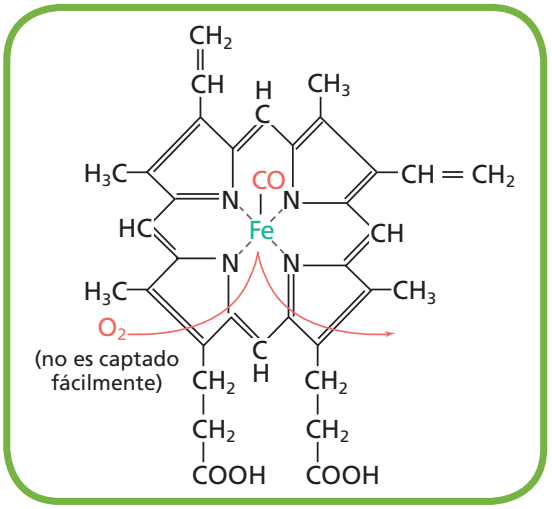


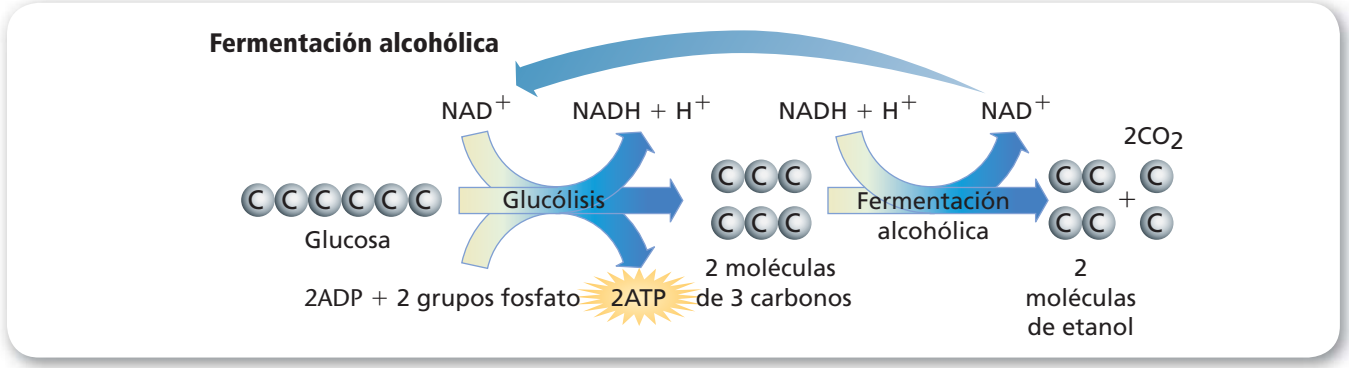
Figura 2 El grupo hemo y el monóxido de carbono.

diatómico, que contiene dos átomos de oxígeno. Por tanto, cada molécula de hemoglobina puede tener ocho átomos de oxígeno cuando está saturada.

Envenenamiento con monóxido de carbono Como el monóxido de carbono gaseoso, que es venenoso, tiene un tamaño semejante al del oxígeno, se combina con la hemoglobina casi en la misma forma que el oxígeno (se ilustra en la **figura 2**). Por desgracia, la afinidad del monóxido de carbono (CO) por la hemoglobina es más de 200 veces más fuerte que la del oxígeno. Tanto el oxígeno como el monóxido de carbono se combinan con la hemoglobina en el mismo sitio de la molécula. En consecuencia, no pueden unirse con la hemoglobina al mismo tiempo. Cuando la concentración de monóxido de carbono aumenta a casi un 0.2 por ciento, la cantidad de hemoglobina libre que puede transportar oxígeno es demasiado baja para que pueda mantener la vida.

Conexión con la Química

1. **Elabora una hipótesis** La anemia se produce cuando el número de glóbulos rojos cae por debajo de lo normal. El paciente se siente débil y cansado. Sugiere una hipótesis que explique la causa de estos síntomas.
2. **Analiza** Cuando una persona está en peligro de muerte por envenenamiento con monóxido de carbono, se le administra oxígeno puro a una presión seis veces mayor que la presión normal de oxígeno alveolar. ¿Cómo ayuda esta terapia?



■ **Figura 19.31** En la fermentación alcohólica, cada molécula de tres carbonos que se produce durante la glucólisis se rompe y forma una molécula de dos carbonos, el etanol, y una molécula de un carbono, el dióxido de carbono. Durante la glucólisis se producen dos moléculas de ATP.

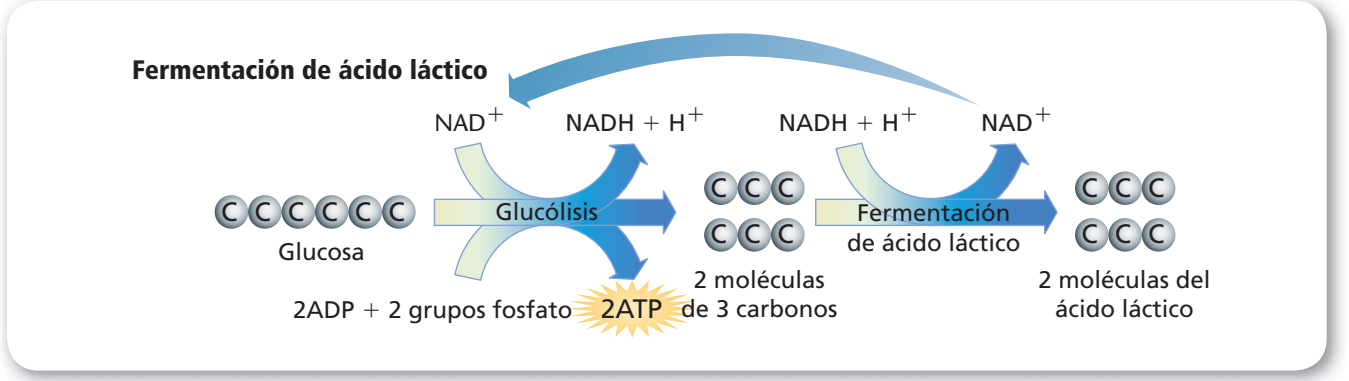
La fermentación

Los procesos metabólicos que se llevan a cabo en ausencia de oxígeno se llaman **procesos anaeróbicos**. Las células pueden generar energía proveniente de la glucosa por medio de un proceso anaeróbico de **fermentación**. Debido a que la primera etapa de la respiración puede llevarse a cabo sin oxígeno, la glucosa se degrada a través de la glucólisis en las dos unidades más pequeñas de tres carbonos antes de que procedan las reacciones de fermentación. Existen dos tipos principales de fermentación. En uno se produce etanol y dióxido de carbono; en el otro el producto es ácido láctico.

Fermentación alcohólica La fermentación alcohólica se produce en algunas bacterias y en las levaduras. Como se muestra en la **figura 19.31**, el proceso rinde mucho menos energía que la respiración porque gran parte de la energía de la glucosa se queda en los enlaces del etanol. Aunque la fermentación es relativamente poco eficiente, proporciona suficiente energía para que las células realicen sus funciones fundamentales. La fermentación por las células de levadura se utiliza en las industrias que producen cerveza y vino, así como en la elaboración industrial del pan. El dióxido de carbono que se forma durante la fermentación alcohólica permite que la masa del pan esponje y que quede ligera y esponjosa. El etanol que se produce en la fermentación se evapora durante el proceso de horneado.

Fermentación del ácido láctico Las células musculares de contracción rápida a veces utilizan el oxígeno con mayor rapidez de lo que puede suministrar la sangre. Cuando las células se quedan sin oxígeno, comienza un tipo de fermentación conocida como fermentación de ácido láctico. La **figura 19.32** muestra este proceso de fermentación de ácido láctico. Si el estado anaeróbico se prolonga, el ácido láctico se acumula en los músculos, provocando entumecimiento o fatiga muscular.

■ **Figura 19.32** Durante la glucólisis, en un estado anaeróbico, seguida por la fermentación de ácido láctico, la glucosa se convierte en un par de moléculas de tres carbonos conocidas como ácido láctico. Durante la glucólisis se producen 2 moléculas de ATP. La fermentación de ácido láctico se produce en algunas bacterias, en los hongos y en gran parte de los animales, incluidos los humanos. La industria de los lácteos utiliza bacterias para elaborar yogurt y crema mediante este proceso.



MiniLab 19.2

Fermentación con levadura

¿Qué romperá más rápido la levadura: un disacárido o un polisacárido? Probablemente has utilizado levadura para hacer que la masa del pan o de pizza esponje. La levadura seca es la forma inactiva de un hongo unicelular que, cuando tiene condiciones favorables para vivir y alimento en forma de carbohidratos, comienza a degradarlos. Uno de los productos de la respiración es el dióxido de carbono. En este MiniLab vas a mezclar levadura con un disacárido (la sacarosa) y con un polisacárido (el almidón de la harina) para comparar las velocidades con las que se forma el dióxido de carbono.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad de todas las sustancias que utilizarás.
2. Consigue dos **bolsas de plástico con cierre reselllable** para emparedado y etiquétalas como sacarosa y harina.
3. Llena con **agua caliente** 2/3 partes de un **recipiente para agua** o una **palangana de plástico** y ajusta la temperatura entre 40 y 50°C.
4. Vierte un paquete de **levadura seca** y una cucharada del **carbohidrato** adecuado en cada una de las bolsas de plástico. Mezcla bien el contenido.
5. Trabajando rápido, mide y añade 50 mL (1/4 de taza) del agua caliente del recipiente a cada una de las bolsas y mezcla minuciosamente el contenido de las bolsas. Remueve todo el aire que puedas de las bolsas, séllalas y comienza a tomar el tiempo.
6. Coloca las bolsas en el recipiente de agua tibia. Mide el tiempo requerido para que el dióxido de carbono llene por completo cada una de las bolsas. Si esto no ocurre en 30 minutos en alguna de las bolsas, determina la fracción de la bolsa que se ha llenado.

Análisis

1. **Clasifica** De acuerdo con tus datos, clasifica la velocidad con que la levadura degrada cada tipo de carbohidrato.
2. **Explica** ¿Por qué se espera que los carbohidratos se degraden a distintas velocidades?

Conexión de ideas

La respiración implica la oxidación de moléculas combustibles. Los animales deben asimilar las moléculas combustibles en forma de alimento, pero, ¿cómo lo hacen las plantas? En el capítulo 20 vas a estudiar cómo las plantas atrapan la energía de la luz solar y la utilizan para originar moléculas de alimentos. La energía presentada como calor y luz, frecuentemente forma parte de muchos procesos químicos. Es importante comprender los cambios de energía que acompañan a las reacciones químicas. Adquirir esa capacidad es el objetivo fundamental del siguiente capítulo.

Sección 19.2 Evaluación

Resumen de la sección

- El metabolismo implica la captura y liberación de energía mediante reacciones químicas.
- El resultado del proceso de respiración celular es la degradación de la glucosa.
- En ausencia de oxígeno, las células pueden realizar la respiración por fermentación.

6. Idea PRINCIPAL **Explica** por qué la respiración aeróbica proporciona a las células más energía por molécula de glucosa que la que obtienen de la fermentación.
7. **Contrasta** ¿En qué se diferencian la fermentación alcohólica y la de ácido láctico?
8. **Determina** ¿Cuántos moles de CO_2 se producen a partir de un mol de glucosa durante la respiración celular?
9. **Relaciona** Los corredores de maratón pasan por una crisis que se describe como "golpearse contra la pared" cuando gastan todo el glucógeno almacenado y comienzan a utilizar lípidos como combustible. ¿Qué ventajas tiene cargarse de carbohidratos, es decir, comer muchos carbohidratos complejos un día antes de correr un maratón?
10. **Explica** qué tienen en común el ejercicio aeróbico y los procesos aeróbicos de las células.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

CAPÍTULO 19

Guía de estudio

STUDY TO GO

Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea **Los organismos están formados por moléculas que tienen como base el carbono; muchas de ellas están involucradas en reacciones químicas necesarias para el mantenimiento de la vida.**

Sección 19.1 Moléculas de la vida

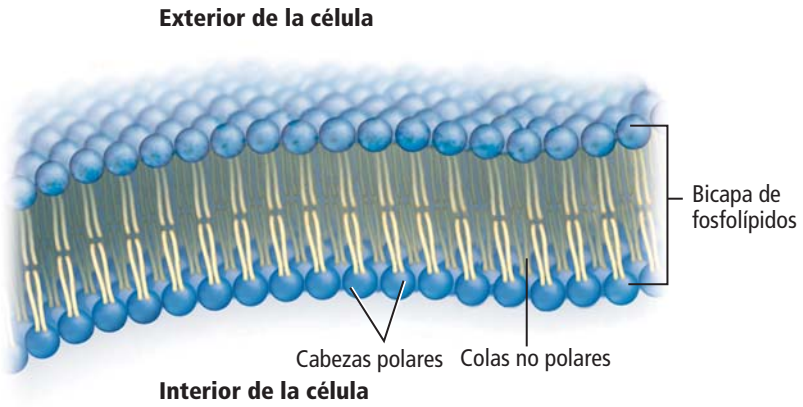
Idea PRINCIPAL **Las moléculas biológicas —proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos— interaccionan para llevar a cabo actividades necesarias para las células vivas.**

Vocabulario

- ácido graso (p. 681)
- ácido nucléico (p. 685)
- ADN (p. 685)
- aminoácido (p. 669)
- ARN (p. 685)
- bioquímica (p. 666)
- carbohidrato (p. 673)
- coenzima (p. 688)
- desnaturalización (p. 671)
- esteroide (p. 682)
- lípido (p. 681)
- nucleótido (p. 685)
- proteína (p. 668)
- sitio activo (p. 672)
- sustrato (p. 672)
- vitamina (p.687)

Conceptos clave

- Hay cuatro tipos principales de biomoléculas.
- Muchas proteínas funcionan como enzimas que aceleran las reacciones.
- Las unidades de azúcares simples se combinan y forman los polímeros de carbohidratos.
- Los lípidos son insolubles en agua y solubles en disolventes no polares.
- Los ácidos nucleicos son polímeros de unidades que se llaman nucleótidos.



Sección 19.2 Reacciones de la vida

Idea PRINCIPAL **La respiración es un proceso metabólico del que se obtiene energía a partir de moléculas biológicas.**

Vocabulario

- aeróbico (p. 690)
- ATP (p. 691)
- cadena de transporte de electrones (p. 692)
- fermentación (p. 695)
- hormona (p. 690)
- metabolismo (p. 689)
- proceso anaeróbico (p. 695)
- respiración (p. 690)

Conceptos clave

- El metabolismo implica la captura y liberación de energía mediante reacciones químicas.
- El resultado del proceso de respiración celular es la degradación de la glucosa.
- En ausencia de oxígeno, las células pueden realizar la respiración por fermentación.

Capítulo 19 Evaluación

Comprensión de conceptos

11. Nombra los dos grupos funcionales de un aminoácido que se unen cuando se forma el enlace peptídico.

12. Describe la estructura tridimensional de la doble hélice del ADN.

13. ¿Por qué las grasas insaturadas tienden a ser líquidos y no sólidos a temperatura ambiente?

14. Distingue entre un disacárido y un polisacárido.

15. ¿Qué tipo de grupo funcional se forma cuando los ácidos grasos se combinan con el glicerol?

16. Compara la estructura de un triglicérido con la de un fosfolípido.

17. Describe el proceso mediante el cual se forma un disacárido a partir de dos moléculas de un azúcar simple.

18. ¿Cuál es la función de una enzima?

19. ¿Cuáles son las tres unidades estructurales que forman un nucleótido?

20. Compara las funciones del ADN y del ARN.

21. ¿En qué parte de la estructura del ADN se encuentran puentes de hidrógeno? ¿Qué función desempeñan?

22. Los lípidos se definen de acuerdo con sus propiedades de solubilidad. ¿Por qué casi siempre son insolubles en agua?

Aplicación de conceptos

23. Las enzimas de la boca, del estómago y de los intestinos rompen los polímeros de las proteínas y de los carbohidratos en unidades de aminoácidos y de carbohidratos simples, respectivamente. Con frecuencia los humanos producen menor cantidad de enzimas con la edad. ¿Cómo afecta esto a los nutrientes que obtenemos de los alimentos?

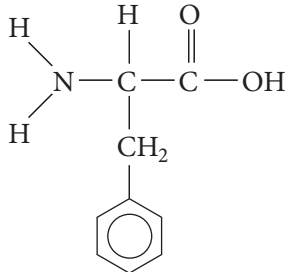
24. Las semillas de las plantas contienen una gran cantidad de almidón. ¿Cuál crees que es la función del almidón?

25. ¿Qué es una coenzima y cuál es su función? Nombra una coenzima que interviene en la respiración.

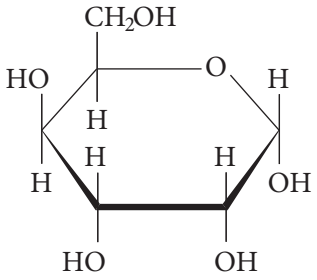
26. Elabora una lista con los tipos de enlaces que mantienen plegada una proteína, en su forma tridimensional.

27. Examina las estructuras de las moléculas que se muestran y determina cuál es un carbohidrato, un lípido o un aminoácido.

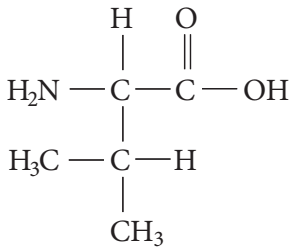
a)



b)



c)



28. La digestión de carbohidratos y proteínas no puede realizarse en ausencia de agua. Explica tu respuesta.

29. Explica cómo afectan los cambios de temperatura y de pH en una célula a la estructura de las proteínas.

30. ¿Cuál aminoácido esperas que sea más soluble en agua: alanina, cisteína o fenilalanina. Expica tu respuesta.

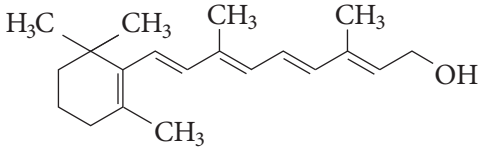
Química cotidiana

31. ¿Por qué las moléculas de proteínas son ideales para formar pares de puentes de hidrógeno?

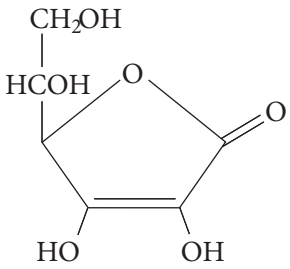
Química cotidiana

32. ¿En qué se diferencia la estructura de una molécula de grasa de la que tiene la grasa químicamente modificada conocida como Olestra?

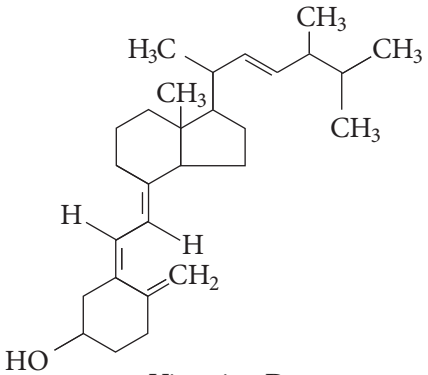
33. Las vitaminas se clasifican según sus propiedades de solubilidad, en dos grupos distintos: hidrosolubles y liposolubles. Utiliza las estructuras de las vitaminas que se muestran a continuación para predecir a cuál grupo pertenecen.



Vitamina A



Vitamina C



Vitamina D

Razonamiento crítico

Infiere

34. El cabello quemado tiene un olor característico debido a que la queratina, la principal proteína del cabello, tiene gran cantidad del aminoácido cisteína. ¿Qué elemento crees que sea el responsable de este olor?

Formula una hipótesis

35. Si se añade piña fresca a una solución de gelatina, ésta no cuaja o solidifica. Cuando se utiliza piña cocida o enlatada, la gelatina sí puede cuajar. Explica por qué.

Interpreta los datos

36. QuimiLab La **tabla 19.3** contiene los datos obtenidos al medir la actividad de la enzima amilasa de la saliva, en soluciones amortiguadas a distintos valores de pH.

a) ¿A qué pH es más activa la enzima?
b) ¿Puedes identificar una tendencia en la actividad de la enzima cuando el pH es menor que el pH óptimo? ¿Cuándo el pH es mayor?
c) ¿Por qué el pH altera la actividad enzimática?

Tabla 19.3 Actividad enzimática

pH	Tiempo para que desaparezca el color
4	10 minutos
5	8 minutos
6	1 minuto
7	20 segundos
8	40 segundos
9	4 minutos

Diseña un experimento

37. MiniLab 19.1 Diseña un experimento que muestre que el etanol o el isopropanol es más eficaz para precipitar el ADN.

Relación de causa y efecto

38. MiniLab 19.2 ¿Por qué el experimento se hizo en un baño de agua a temperatura entre 40 y 50°C?

Revisión acumulativa

39. Dibuja los diagramas de puntos de Lewis para las siguientes moléculas. (*Capítulo 3*)

a) agua.
b) dióxido de carbono.
c) metano.
d) etanol.

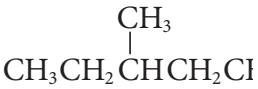
40. Compara el punto de ebullición del agua, dióxido de carbono y amoniaco y explica las diferencias. (*Capítulo 9*)

41. Explica qué es un amortiguador y por qué se encuentran en los líquidos corporales. (*Capítulo 15*)

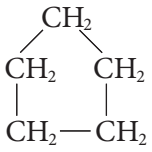
42. Nombra los siguientes hidrocarburos. (*Capítulo 18*)

a) $CH_3CH_2CH_2CH_3$

b)



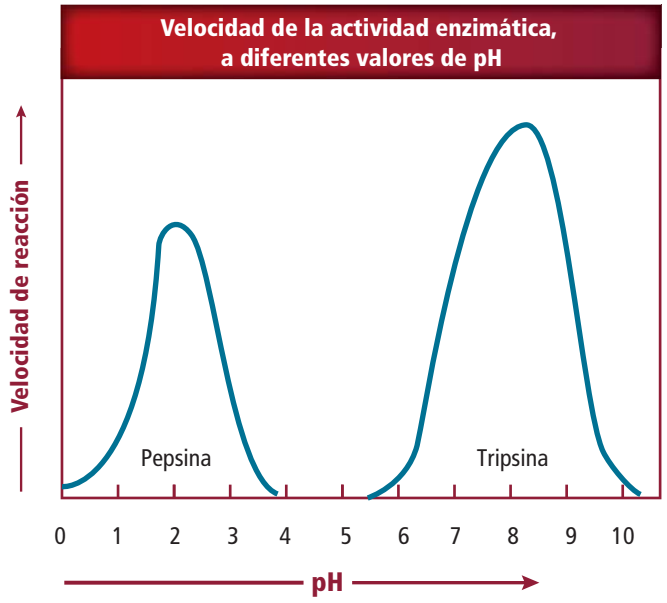
c)



d) $CH_3(CH_2)_5CH_3$

Prueba de habilidades

43. Elabora y usa gráficas Cada enzima tiene un pH óptimo en el cual es más activa. La siguiente gráfica muestra los intervalos de actividad de dos enzimas digestivas. La pepsina se encuentra en el estómago y la tripsina en el intestino. Determina el pH óptimo de cada enzima. Describe el pH del órgano donde se encuentra cada enzima. ¿Qué pasaría en el estómago si la pepsina tuviera un pH óptimo de 8?



ESCRIBIENDO Química

44. Lee *En busca de la doble hélice*, de John Gribbin y escribe un informe donde analices si en realidad fueron Watson y Crick o Rosalind Franklin quienes descubrieron la estructura del ADN. Incluye un análisis sobre cómo la casualidad jugó un papel importante en el descubrimiento de esa estructura.

45. Investiga y escribe un informe acerca de la idea de que la ingesta de una gran cantidad de algunas vitaminas, especialmente las vitaminas C, A y E, pueden ayudar a prevenir el cáncer.

Resolución de problemas

46. Examina la estructura de la hemoglobina oxigenada en la página 694, en este capítulo y elabora una lista de los grupos funcionales en esta molécula orgánica.

47. Una porción de un cereal proporciona 26 g de carbohidratos, lo cual es 9 por ciento de la ingestión diaria recomendada para alguien que consuma 2 000 Calorías por día. Calcula cuántos gramos de carbohidratos totales debería consumir esa persona por día.

48. Escribe una ecuación balanceada para la hidrogenación del ácido oleico. ¿Cuántos moles de H_2 se necesitan para hidrogenar un mol de ácido oleico? ¿Cuál es el nombre del producto?

49. Con lo que has aprendido acerca del cambio en los puntos de fusión de los alcanos a medida que aumenta la longitud de la cadena de carbonos, predice cómo afectará el aumento de la cantidad de grupos $—CH_2—$ al punto de fusión de un ácido graso saturado. Prepara un pequeño informe oral, en tu salón, en el que expliques tu razonamiento.

50. ¿Por qué no se transfieren los electrones de la glucosa directamente al oxígeno durante la respiración? ¿Por qué se necesita la cadena de transporte de electrones? Escribe un breve informe en el que predigas qué le sucedería a una célula si los electrones fueran transferidos directamente al oxígeno.

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. Electronegatividad es
   - **a)** una medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones de un enlace.
   - **b)** una medida de la capacidad de un átomo para adquirir cargas negativas.
   - **c)** una medida de la capacidad de un átomo para combinarse químicamente con otros elementos.
   - **d)** una medida de la capacidad de un átomo para combinarse físicamente con otros elementos.

2. ¿Qué está relacionado con alto nivel de colesterol en sangre?
   - **a)** severas malformaciones de los huesos.
   - **b)** enfermedades cardiacas.
   - **c)** pérdida de la memoria.
   - **d)** cáncer de piel.

3. ¿Qué volumen de una solución de $NiCl_2$ 0.125*M* contiene 3.25 g de $NiCl_2$?
   - **a)** 406 mL
   - **b)** 201 mL
   - **c)** 38.5 mL
   - **d)** 26.0 mL

4. ¿Cuál es un ácido más fuerte?
   - **a)** NaOH
   - **b)** $HC_2H_3O_2$
   - **c)** H_3O^+
   - **d)** HCl

5. Un ácido de Brønsted-Lowry se define como un
   - **a)** ácido que dona un ion hidrógeno durante una reacción química.
   - **b)** ácido que acepta un ion hidrógeno durante una reacción química.
   - **c)** ácido fuerte que dona el número máximo de iones hidrógeno.
   - **d)** ácido débil que dona una cantidad limitada de iones hidrógeno.

6. Para la reacción $X + Y \rightarrow XY$, el elemento que se reducirá es el
   - **a)** más reactivo.
   - **b)** de mayor masa.
   - **c)** más electronegativo.
   - **d)** más radiactivo.

7. La parte de una celda electroquímica que cede electrones a un ion reaccionante es el
   - **a)** cátodo.
   - **b)** ánodo.
   - **c)** electrodo.
   - **d)** electrólito.

8. ¿Cuántos átomos de hidrógeno tendrá un alcano con 11 átomos de carbono?
   - **a)** 11
   - **b)** 18
   - **c)** 22
   - **d)** 24

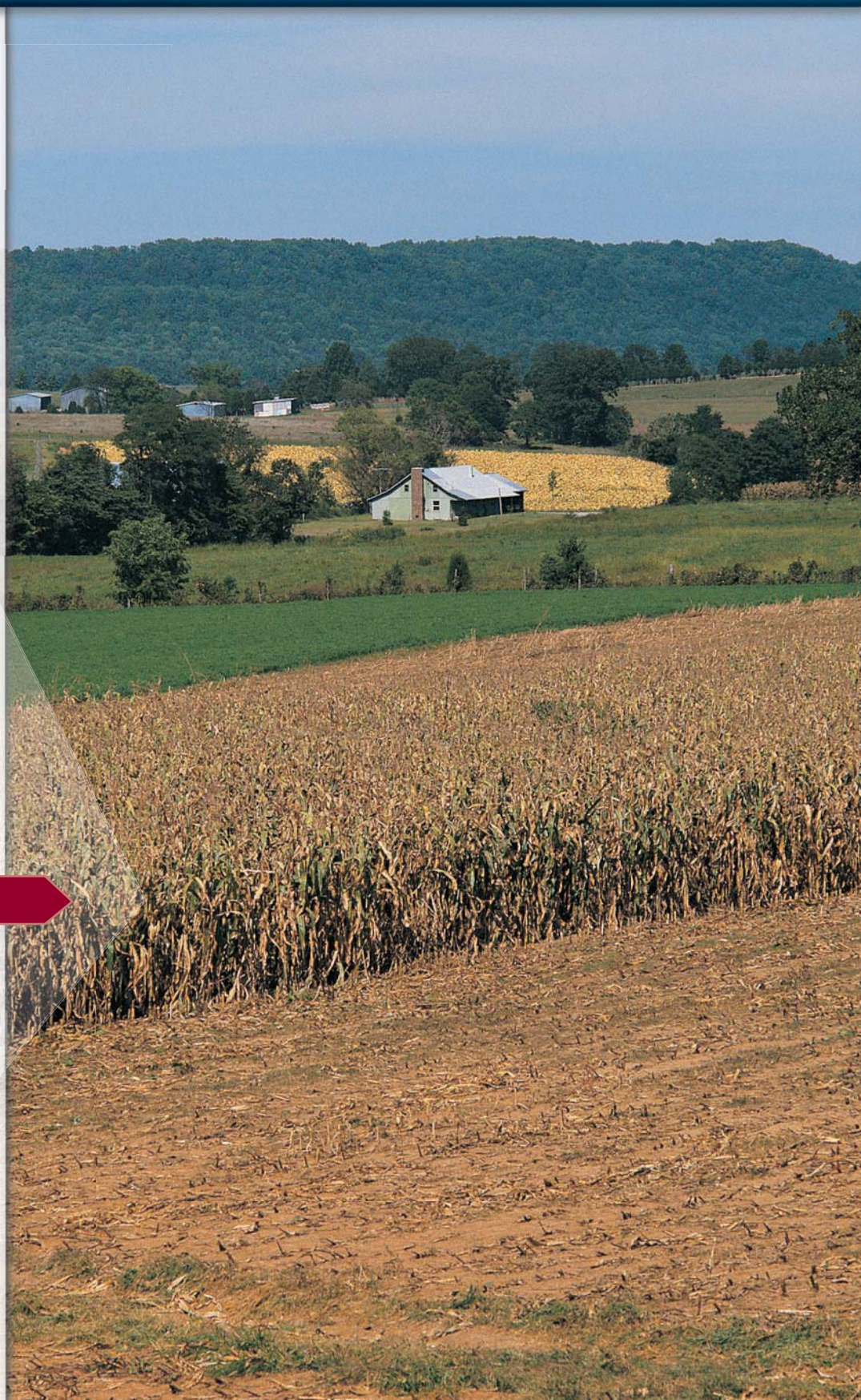
9. ¿Cuál molécula libera energía durante la respiración?
   - **a)** trifosfato de adenosina.
   - **b)** difosfato de adenosina.
   - **c)** fosfato de adenosina.
   - **d)** ácido carboxílico.

10. 18.7 psi es igual a
    - **a)** 0.360 kPa
    - **b)** 2.70 kPa
    - **c)** 129 kPa
    - **d)** 977 kPa

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Repasa la sección . . .	9.1	19.1	13.2	14.2	15.1	16.1	17.1	18.1	19.2	11.1

CAPÍTULO 20

Reacciones químicas y energía



GRAN Idea **Aunque cuando se forman enlaces se libera energía, también se necesita suministrar energía para que los enlaces se rompan.**

20.1 Cambios de energía en las reacciones químicas

Idea PRINCIPAL Las reacciones exotérmicas liberan energía y las reacciones endotérmicas absorben energía.

20.2 Medición y uso de los cambios de energía

Idea PRINCIPAL La energía que está almacenada en los enlaces químicos se puede convertir en otras formas de energía para satisfacer las necesidades de las personas y de las sociedades.

20.3 Fotosíntesis

Idea PRINCIPAL La fotosíntesis es el proceso mediante el cual se transforma energía solar en energía química que se almacena en los enlaces de las moléculas biológicas.

Hechos químicos

- En Estados Unidos, la producción de maíz es del doble que la producción de cualquier cultivo.
- Cuando se queman 1 524 kg de granos de maíz entero, se obtiene la energía equivalente a la que produce 1 tonelada de carbón cuando se quema.
- En un día, dos acres y medio de maíz, gracias a la fotosíntesis, producen suficiente oxígeno como para cubrir las necesidades respiratorias de alrededor de 325 personas.

INTRO Lab

Aumento de la velocidad de reacción

Muchas reacciones químicas suceden tan lento que no te das cuenta de que están ocurriendo. Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno se descompone lentamente cuando no se utiliza. ¿Es posible alterar la velocidad de una reacción química?

Materiales

- peróxido de hidrógeno
- vaso de precipitados o taza
- levadura para hornear
- palillos

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Elabora una tabla en donde anotes tus observaciones de "antes y después".
3. Añade alrededor de 10 mL de peróxido de hidrógeno a un vaso de precipitados pequeño o taza. Observa el peróxido de hidrógeno.
4. Añade una "pizca" (1/8 de cucharadita) de levadura al peróxido de hidrógeno. Agita suavemente con un palillo y observa de nuevo la mezcla.

Análisis

1. **Identifica** ¿Cuáles son los dos productos en que se descompone el peróxido de hidrógeno?
2. **Analiza** ¿Por qué no se producen burbujas en el paso 3? ¿Cuál es la función de la levadura?

Indaga ¿Podrías obtener resultados semejantes con otras sustancias diferentes a la levadura? Desarrolla un procedimiento para probar tu hipótesis.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

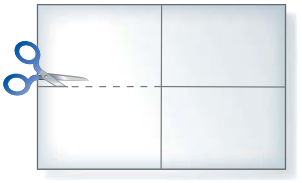
- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts In Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Observación de entropía*

FOLDABLES® Organizador de estudio

Energía y reacciones químicas Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para comparar los cambios que ocurren durante las reacciones químicas.

PASO 1 Dobla una hoja de papel a la mitad. Dóblala de nuevo a la mitad.

PASO 2 Desdobla la hoja y corta sobre el doblez para hacer dos pestañas.



PASO 3 Etiqueta cada pestaña con las palabras *Energía* y *Entropía*.

FOLDABLES **Usa ese organizador plegable en la sección 20.1.** Conforme leas sobre las reacciones químicas y las fuerzas que las gobiernan, resume la información sobre energía y entropía y escríbela en la parte de la hoja de papel que esté bajo la pestaña apropiada.

Sección 20.1

Objetivos

- **Comparar y contrastar** las reacciones exotérmicas y endotérmicas.
- **Analizar** los diagramas de energía de las reacciones químicas típicas.
- **Ilustrar** el significado de entropía y analizar su papel en algunos procesos.

Revisión de vocabulario

proceso espontáneo: cambio físico o químico que empezó a ocurrir sin ninguna intervención externa

Vocabulario nuevo

calor
ley de la conservación de la energía
combustible fósil
entropía

Cambios de energía en las reacciones químicas

Idea PRINCIPAL **Las reacciones exotérmicas liberan energía y las reacciones endotérmicas absorben energía.**

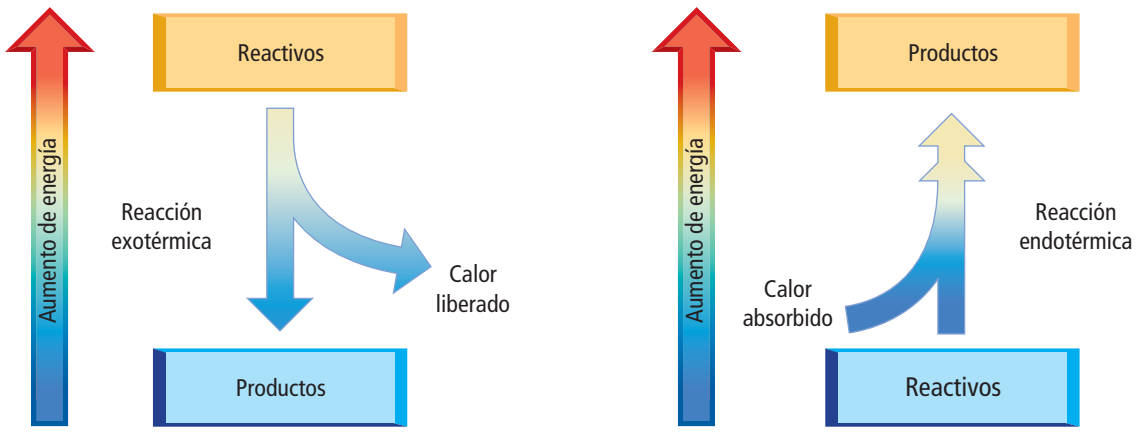
Vínculo con el mundo real "Sonríe", dice el fotógrafo mientras oprime un botón. El obturador de la cámara se abre y una corriente eléctrica, que proviene de una pequeña batería de litio, produce un chispazo en la unidad del flash. Este chispazo causa la ionización del xenón gaseoso, lo que genera una luz brillante. La energía de la reacción química que tiene lugar en la batería de litio se ha usado con éxito.

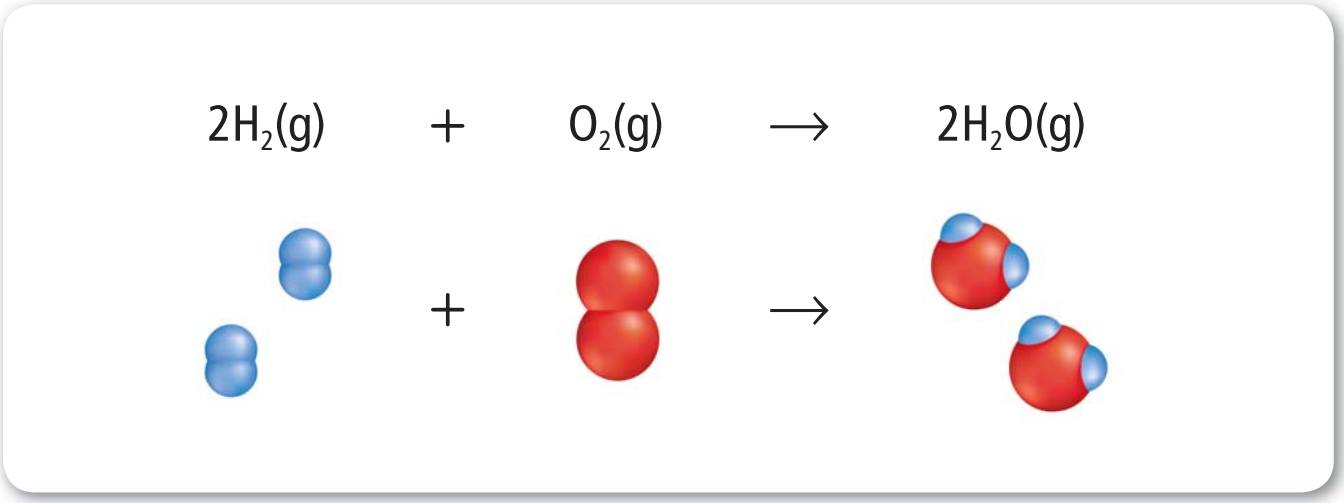
Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En el capítulo 1 aprendiste que las reacciones químicas pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Ya sabes que la reacción exotérmica libera calor y la endotérmica lo absorbe. Se define como **calor** a la energía que se transfiere desde un objeto a mayor temperatura hacia un objeto a menor temperatura. En la **figura 20.1** se ejemplifica un proceso exotérmico como una reacción que está bajando energéticamente por una colina y un proceso endotérmico como una reacción que está subiendo.

Reacciones exotérmicas Si alguna vez has hecho una fogata o has encendido una chimenea, sabes que la combustión de la madera es un claro ejemplo de un proceso exotérmico. Para que ocurra la reacción se requiere de una cierta cantidad inicial de energía proveniente del cerillo en llamas. Una vez encendida la madera, la reacción genera el calor suficiente como para mantenerse. Ocurre una liberación neta de calor, que es la razón de que la reacción sea una exotérmica.

Figura 20.1 La reacción exotérmica (a la izquierda) libera calor porque los productos están en un nivel energético menor que los reactivos. La reacción endotérmica (a la derecha) absorbe calor porque los productos están en un nivel energético más alto que los reactivos.





La reacción entre el hidrógeno gaseoso y el oxígeno gaseoso para formar agua es otro ejemplo de una reacción exotérmica. Una vez que se proporciona una pequeña cantidad de energía (con frecuencia, sólo un chispazo) a la mezcla de gases, la reacción continúa hasta terminar, y por lo general es explosiva. No es necesario suministrar energía adicional para que continúe. Después de que se ha suministrado energía para romper los enlaces covalentes en unas cuantas moléculas de hidrógeno y de oxígeno, los átomos se combinan para formar agua y liberan la suficiente cantidad de energía para romper los enlaces de las otras moléculas de hidrógeno y de oxígeno. La reacción, que se muestra en la **figura 20.2**, es exotérmica porque se libera más energía cuando se forman los enlaces de los productos que la que se requiere para romper los enlaces de las moléculas iniciales de hidrógeno y oxígeno gaseosos. La energía neta se libera en forma de calor y luz. En cualquier reacción se debe suministrar energía para romper los enlaces de los reactivos, y también se libera energía conforme se forman los enlaces de los productos. En el caso de una reacción exotérmica, como la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno, se libera más energía cuando se forman los enlaces de los productos que la energía que se requiere para romper los enlaces de los reactivos.

Reacciones endotérmicas Considera la reacción inversa a la que se acaba de presentar. De la misma manera que se forma agua con el hidrógeno y el oxígeno, también puede descomponerse para volver a formar hidrógeno y oxígeno. En el proceso de electrólisis se emplea energía eléctrica para romper los enlaces covalentes que unen a los átomos de hidrógeno con los átomos de oxígeno en las moléculas de agua; los dos átomos de hidrógeno se juntan por pares para formar moléculas de hidrógeno y los átomos de oxígeno se juntan por pares para formar moléculas de oxígeno. La formación de los nuevos enlaces libera energía, pero no tanta como la cantidad de energía que se necesita durante la ruptura de los enlaces. Durante la electrólisis se tiene que adicionar energía constante. La reacción absorbe energía y, por tanto, es endotérmica.

Todas las reacciones endotérmicas se caracterizan por la absorción neta de energía. En Conexión con la historia, de la página 56, leíste acerca de otro ejemplo de una reacción endotérmica: la descomposición del óxido de mercurio, de color anaranjado, en los elementos mercurio y oxígeno. Mientras se aplique calor, el compuesto continúa su descomposición, pero si se elimina la fuente de calor, la reacción se detiene. La absorción neta de energía que se requiere es lo que hace que la reacción sea endotérmica.

■ **Figura 20.2** La reacción entre el hidrógeno gaseoso y el oxígeno gaseoso para formar agua es muy exotérmica, y sólo se requiere un chispazo para que comience. La energía que se libera de esta reacción se ha usado para que funcionen los motores de automóviles y camiones.

Infiere ***Para una reacción endotérmica, ¿cómo se compara la energía que se requiere para romper los enlaces en los reactivos con la energía que se libera cuando se forman los enlaces en los productos?***

CÓMO FUNCIONA

Empaques calientes y fríos

Los empaques calientes y fríos instantáneos forman soluciones acuosas de manera exotérmica o endotérmica y, por tanto, liberan o absorben calor. Un empaque caliente genera calor cuando una sal, como el cloruro de calcio, se disuelve en el agua almacenada en el empaque. El cloruro de calcio se disuelve de manera exotérmica. Un empaque frío absorbe calor cuando se disuelve en agua una sal como el nitrato de amonio. El nitrato de amonio se disuelve de manera endotérmica. En ambos casos, la sal y el agua están separadas por una membrana delgada. Todo lo que tienes que hacer es apretar el empaque para mezclar los componentes y, de manera instantánea, tus dedos se calentarán o se enfriarán.

1 La envoltura externa es fuerte y flexible, resistente a las perforaciones y puede cambiar de forma para cubrir el área que quieres calentar o enfriar.

2 El agua se almacena en un compartimento interno, separada de la sal sólida.

3 La membrana interna se rompe con facilidad cuando presionas o aprietas el empaque, o cuando lo golpeas con fuerza.

4 La sal está almacenada en el compartimento externo. Cuando se rompe la membrana interna, se mezclan la sal y el agua. La sal se disuelve en el agua y libera (empaques calientes) o absorbe (empaques fríos) energía.

Razonamiento crítico

1. El calor se define como un flujo de energía que va desde un objeto que está a mayor temperatura, hacia un objeto que está a una menor temperatura. Elabora un diagrama del flujo de calor cuando se usa un empaque caliente sobre la muñeca de una persona. Luego elabora un diagrama del flujo de calor para un empaque frío que está siendo utilizado.
2. Otro tipo de calentador para manos contiene polvo de hierro muy fino y productos químicos que causan su corrosión. La herrumbre del hierro hace que la temperatura del calentador de manos se mantenga por encima de los 60°C durante varias horas. Explica cómo es posible.

Calor y reacciones químicas

Por lo general, la energía que participa en las reacciones exotérmicas y endotérmicas es el calor. Como ya has aprendido, el calor es la energía transferida desde un objeto que se encuentra a mayor temperatura hacia otro a menor temperatura. Recuerda que la energía se mide en joules, cuyo símbolo es J. El símbolo para un kilojoule es kJ, que es igual a 1 000 J.

Uso de símbolos para mostrar los cambios energéticos Con frecuencia, en la ecuación de una reacción química se incluyen los cambios energéticos. La cantidad de calor que se absorbe o se libera durante una reacción química es una medida del cambio energético que acompaña a la reacción. Cuando se produce 1 mol (18.0 g) de agua líquida a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos, se liberan 286 kJ de energía. Esto significa que la energía que tiene el hidrógeno y el oxígeno gaseosos, sin combinarse, es mayor que la energía del agua. Cuando se descompone 1 mol (18.0 g) de agua líquida para formar hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso, se absorben 286 kJ de energía. Esto también demuestra que la energía del hidrógeno y el oxígeno sin combinarse es mayor que la energía del agua. Las gráficas de la **figura 20.3** ilustran esta relación.

Ley de conservación de la energía Los científicos han investigado que la energía que se libera durante la formación de un compuesto a partir de sus elementos, siempre es la que se requiere para descomponer dicho compuesto en sus elementos. Esta observación explica un principio científico importante conocido como la **ley de la conservación de la energía**, que establece que, durante un cambio químico, la energía no se crea ni se destruye, sino que sólo cambia de una forma a otra. En una reacción exotérmica el calor que se libera proviene del cambio de los reactivos, con mayor energía, hacia los productos con menor energía. En una reacción endotérmica, el calor que se absorbe proviene del cambio de los reactivos, a menor energía, hacia los productos con mayor energía.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Energía
proviene de las palabras griegas *en*, que significa *en*, y *ergon*, que significa *trabajo*

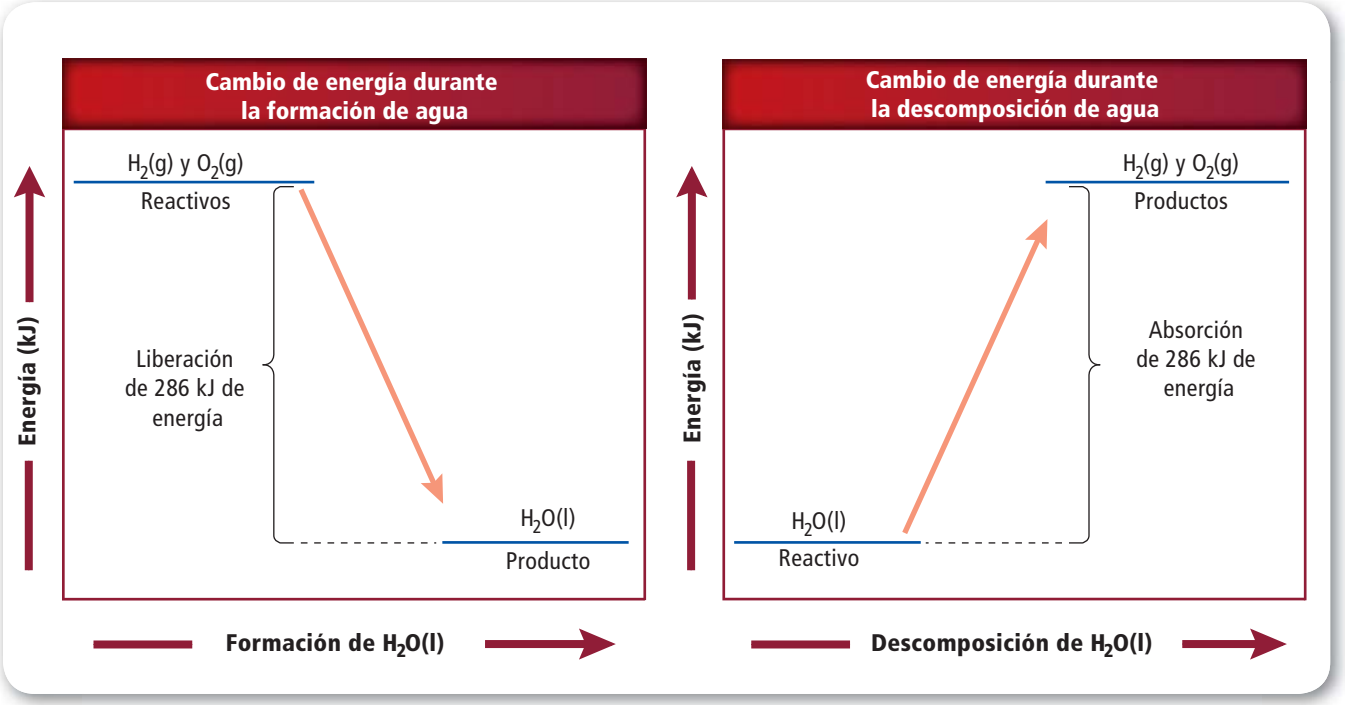


Figura 20.3 Como se muestra en la gráfica, la energía que se libera cuando se forma 1 mol de agua líquida, a partir de los elementos hidrógeno y oxígeno, es igual, en magnitud, a la energía que se absorbe cuando 1 mol de agua se descompone para formar hidrógeno y oxígeno gaseosos.

Aplica ***¿Cuál reacción es endotérmica y cuál es exotérmica?***

MiniLab 20.1

Absorción y desprendimiento de calor

¿Puedes identificar los cambios de energía durante una reacción química?

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Agrega aproximadamente 40 mL de una **solución comercial blanqueadora con cloro** en un **vaso de precipitados de 150 mL**.
3. Coloca un **termómetro** dentro de la solución y registra la temperatura. **PRECAUCIÓN:** ***Ten cuidado cuando manejes el blanqueador y evita inhalar los humos. Trabaja en un lugar bien ventilado***.
4. Agrega aproximadamente 40 mL de una **solución de sulfito de sodio 0.5*M*** al vaso de precipitados que contiene el blanqueador y agita con cuidado durante unos cuantos segundos.
5. Registra la temperatura final de la mezcla.

Análisis

1. **Evalúa** Con base al cambio de temperatura, ¿la reacción que ocurrió fue exotérmica o endotérmica? La reacción inversa, ¿sería exotérmica o endotérmica?
2. **Resume** Escribe la ecuación balanceada para la reacción. Identifica el agente oxidante y el agente reductor.

Cambio de energía y entalpía La diferencia energética entre los productos y los reactivos, en un cambio químico, se simboliza con ΔH (delta H). El símbolo Δ significa una diferencia o cambio. La letra H en realidad no representa energía, sino que representa una cantidad llamada *entalpía*. A presión constante, el cambio en entalpía de una reacción o sistema es igual al calor que se absorbe o se libera.

La energía que se absorbe o se libera en una reacción ($\Delta H_{\text{reacción}}$) se relaciona con la energía de los productos y de los reactivos mediante la siguiente ecuación.

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$$

Para las reacciones exotérmicas, el valor de ΔH es negativo porque la energía almacenada en los productos es menor que la de los reactivos. Para las reacciones endotérmicas el valor de ΔH es positivo porque la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.

Escritura de ΔH en las ecuaciones químicas Con frecuencia, el valor de ΔH se muestra al final de una ecuación química. Por ejemplo, la formación exotérmica de 2 moles de agua líquida, a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos, se podría escribir como se muestra a continuación.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -572 \text{ kJ}$$

La ecuación para la descomposición endotérmica de 2 moles de agua líquida se podría escribir de la siguiente manera.

$$2H_2O(l) \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = +572 \text{ kJ}$$

El valor de 572 kJ en estas ecuaciones proviene de 2×286 kJ, que es la cantidad de energía que se libera cuando se forma 1 mol de agua líquida. Observa que se usan los símbolos (s), (l) y (g). Cuando se incluyen los valores energéticos en la ecuación de una reacción, es muy importante mostrar el estado físico de los reactivos y productos, porque el cambio energético en una reacción puede depender, en gran medida, del estado físico de las sustancias.

Energía de activación Los combustibles que provienen de los restos de plantas y otros organismos que vivieron hace millones de años se llaman **combustibles fósiles**. El aceite, el gas natural y el carbón son ejemplos de combustibles fósiles. Los combustibles fósiles reaccionan con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y una gran cantidad de energía en forma de calor. Sin embargo, los combustibles fósiles no se queman automáticamente cuando se exponen al oxígeno. Para que la reacción inicie se necesita energía, por lo general en forma de calor o de luz. Este suministro inicial de energía se llama energía de activación. Por ejemplo, para que el gas butano que está dentro de un encendedor desechable entre en combustión, se requiere una chispa. Una vez que se ha iniciado, la reacción procede de manera espontánea.

La energía de activación se requiere tanto para las reacciones exotérmicas como para las endotérmicas. El hecho de que un combustible necesite del suministro de energía, como una chispa, para iniciar la reacción de combustión no significa que la reacción sea endotérmica. La reacción libera cierta cantidad de calor neta, por tanto, es exotérmica.

Energía de activación y reacciones exotérmicas El metano, que es el componente principal del gas natural, se quema para producir dióxido de carbono y vapor de agua. La ecuación para esta reacción es la siguiente:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)\ \Delta H = -802\ kJ$$

En la **figura 20.4** se muestra una gráfica del cambio energético que sucede mientras esta reacción progresa. La elevación representa la energía de activación, que es la diferencia energética entre los reactivos y el estado de máxima energía de la reacción. El descenso representa la energía que se libera debido a la formación de sustancias químicas nuevas.

Cuando se quema 1 mol de metano se liberan 802 kJ de calor. Es decir, que $\Delta H_{reacción} = -802$ kJ. La reacción es exotérmica, como lo demuestra el signo negativo de ΔH. La energía almacenada en los productos es menor que la almacenada en los reactivos, por lo que se libera una cantidad de energía neta. Parte de la energía liberada proporciona la energía de activación que se necesita para mantener la reacción.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Combustión
proviene del latín *combustus*, que significa *quemado*.

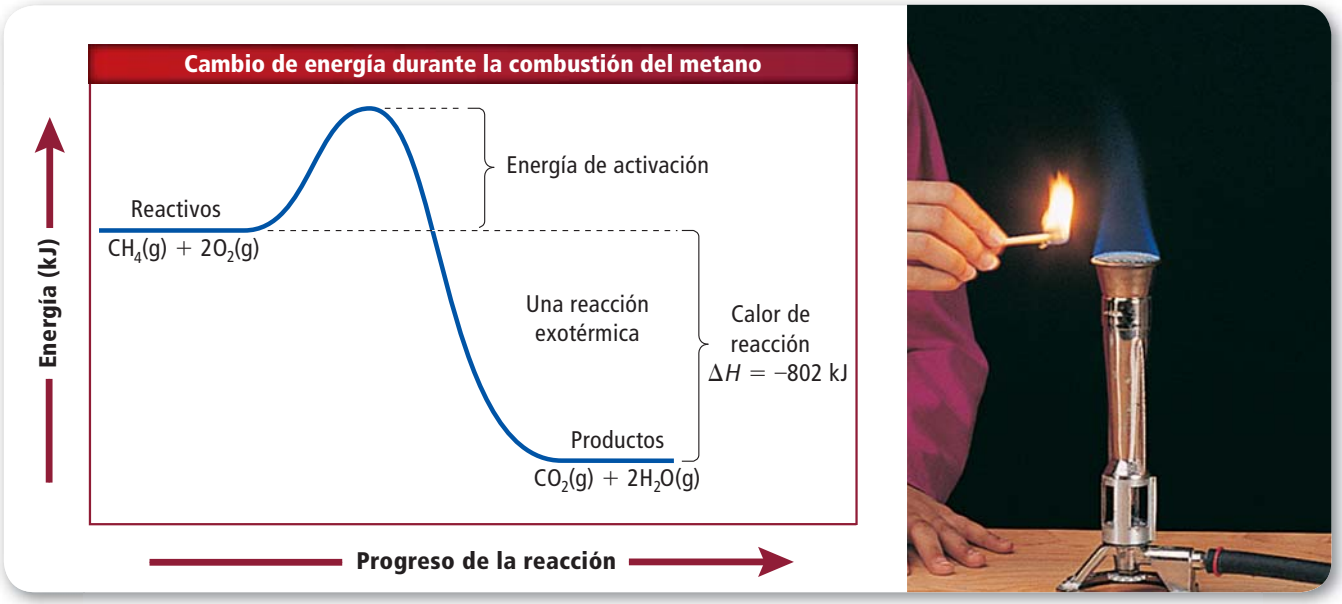
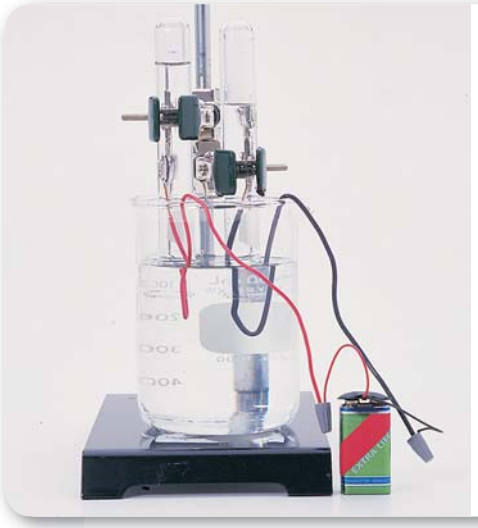


Figura 20.4 Para que proceda la combustión del metano, que se ilustra en la fotografía, se requiere suministrar energía de activación, que en este caso la proporciona un cerillo. En total, la reacción libera 802 kJ de energía por mol de metano. Observa, en la gráfica, que los productos están en un estado de menor energía que los reactivos. El valor negativo de ΔH refleja este hecho.



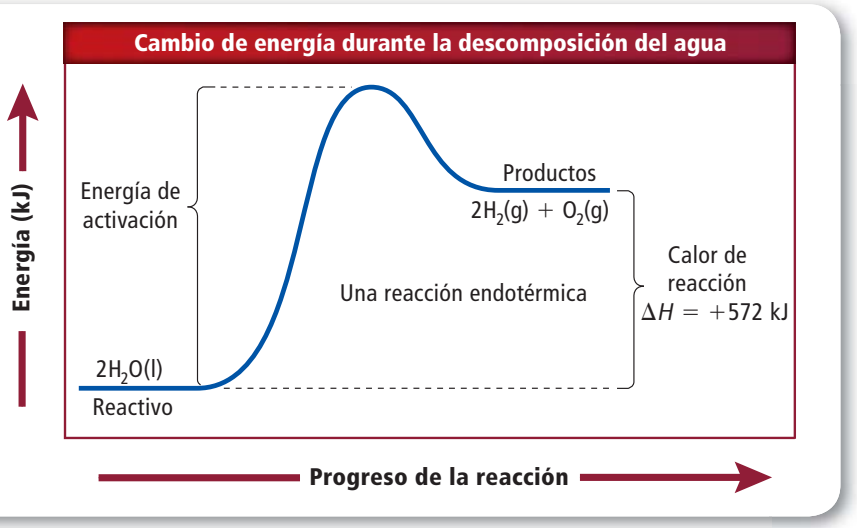


Figura 20.5 La descomposición del agua requiere de un suministro continuo de energía, como la energía eléctrica de una batería. En total, la reacción absorbe 572 kJ de energía por cada 2 moles de agua líquida. Los productos están en un estado de mayor energía que el reactivo. El valor positivo de ΔH refleja este hecho.

Energía de activación y reacciones endotérmicas Ahora analiza un ejemplo de una reacción endotérmica de la cual ya has leído: la descomposición del agua. La ecuación para la reacción es la siguiente.

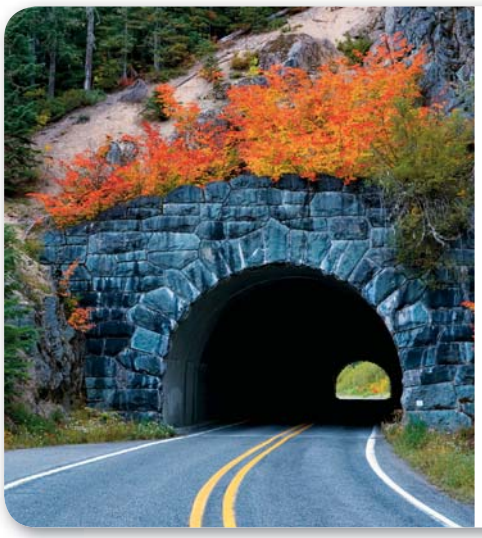
$$2H_2O(l) \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H_{\text{reacción}} = +572 \text{ kJ}$$

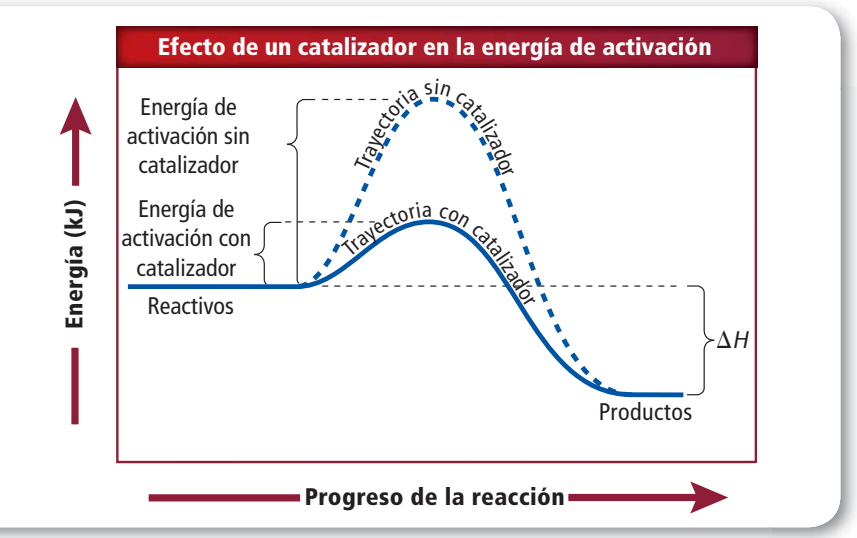
En la **figura 20.5** se muestra una gráfica del cambio de energía que ocurre durante el progreso de esta reacción. Observa cómo se eleva la curva de la energía por encima del nivel de los reactivos y luego desciende, pero ligeramente, al formarse los productos. Por tanto, los productos tienen más energía almacenada que los reactivos y la gráfica muestra, con claridad, una ganancia neta de energía. Como consecuencia de esta ganancia neta, el valor de $\Delta H_{\text{reacción}}$ es positivo. Para mantenerse, esta reacción en particular, requiere de un suministro continuo de energía.

Energía de activación y catalizadores Recuerda, del capítulo 6, que se puede usar un catalizador para acelerar una reacción. El catalizador lleva la reacción por una trayectoria diferente, en la que la energía de activación es menor. De esta manera, el catalizador crea un camino corto, o un túnel, en la colina energética que separa reactivos y productos. Como se requiere de menos energía, una mayor cantidad de colisiones entre los reactivos conllevará a la formación de productos. El diagrama energético de la **figura 20.6** muestra el efecto de un catalizador en la energía de activación.

Figura 20.6 De igual manera que un túnel atraviesa montañas y hace más corto un trayecto, un catalizador baja la energía de activación de una reacción. Como resultado, la reacción ocurre más rápido de lo que ocurriría sin el catalizador.

Compara *el valor de ΔH para la trayectoria de un proceso con catalizador con la trayectoria de un proceso sin catalizador.*





Química cotidiana

Convertidores catalíticos

Desde 1975, todos los automóviles que se venden en Estados Unidos tienen un convertidor catalítico instalado en el sistema de escape. Este dispositivo contiene un material poroso, resistente al calor, con una capa de un catalizador. El propósito de un convertidor catalítico es reducir la contaminación del aire al reducir las emisiones que se emiten por el sistema de escape de un automóvil.

Cómo funciona un convertidor catalítico Un convertidor catalítico típico está formado por un catalizador de reducción y un catalizador de oxidación que están depositados, por separado, sobre una estructura de cerámica que tiene una forma de panal de abeja. El catalizador de reducción usa platino y rodio para ayudar a reducir las emisiones de monóxido de nitrógeno (NO) y dióxido de nitrógeno (NO_2). Cuando una molécula de NO o de NO_2 entra en contacto con el catalizador, el átomo de nitrógeno se fija a la superficie del catalizador, con lo que la molécula se rompe para liberar oxígeno y producir moléculas de nitrógeno (N_2). El catalizador de oxidación usa platino y paladio para ayudar a reducir las emisiones de dióxido de carbono y de hidrocarburos que no se quemaron por completo. Los contaminantes se oxidan con platino y paladio, produciendo dióxido de carbono (CO_2) y agua.

El arreglo de panal de los materiales del convertidor catalítico, que se muestra en la **figura 1**, proporciona una gran superficie para que se lleven a cabo las reacciones, con lo que se aumenta la velocidad de eliminación de los contaminantes. Los convertidores catalíticos han reducido la cantidad de contaminantes que los automóviles emiten al aire, en más de un 90 por ciento.

Mejoramiento del convertidor catalítico La temperatura de funcionamiento de un convertidor catalítico es entre 204° y 871°C. Por debajo de los 204°C, el dispositivo no funciona. Los contaminantes que se emiten durante el periodo inicial, antes de que se caliente el convertidor, atraviesan el convertidor catalítico sin sufrir cambio alguno.

En un esfuerzo por detener la contaminación del ambiente durante el periodo de calentamiento, algunos convertidores catalíticos se calientan hasta 400°C en 5 segundos. El resultado es que, tan pronto como se pone en marcha el automóvil, los gases contaminantes producidos por la combustión, se descomponen.

Los convertidores catalíticos con calentador han demostrado que son muy eficientes. Algún día probablemente se podrán eliminar incluso esos 5 segundos de emisiones que ocurren antes de que se caliente el convertidor.

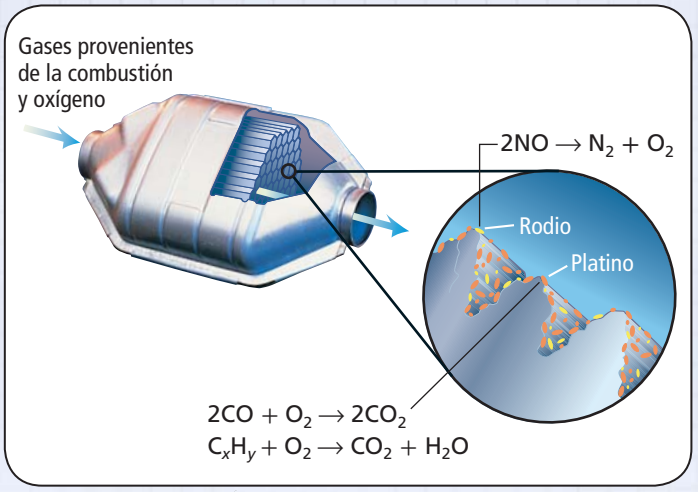


Figura 1 Un material poroso y resistente al calor, cubierto con catalizadores, elimina los contaminantes del escape de los vehículos.

Rendimiento del motor Los convertidores catalíticos son uno de los mejores dispositivos que se han instalado en vehículos para controlar las emisiones. Sin embargo, si el convertidor catalítico no opera de manera correcta, se puede afectar el rendimiento del motor y el control de las emisiones.

Las señales de que el convertidor catalítico está operando de manera incorrecta, incluyen un mayor gasto de combustible, falta de potencia a altas velocidades, que el vehículo se pare o se ahogue, y emisiones elevadas de hidrocarburos y monóxido de carbono por el escape. Afortunadamente, los convertidores catalíticos están diseñados para operar eficientemente durante más de 100 000 millas, o 161 000 km.

Explorando más

1. **Adquiere información** Investiga por qué los automóviles con convertidor catalítico no pueden usar gasolina con plomo.
2. **Aplica** Algunos convertidores catalíticos contienen municiones cubiertas con una mezcla de platino y paladio en lugar de la estructura de panal que se describió antes. ¿Por qué se usan las municiones?

Fuerzas que dirigen las reacciones químicas

Cuando el aluminio metálico puro (Al) se expone a la presencia de cloro gaseoso (Cl_2), se forma cloruro de aluminio ($AlCl_3$). Este cambio químico es espontáneo, es decir, se lleva a cabo por sí mismo. La reacción es muy exotérmica. La siguiente ecuación resume el proceso.

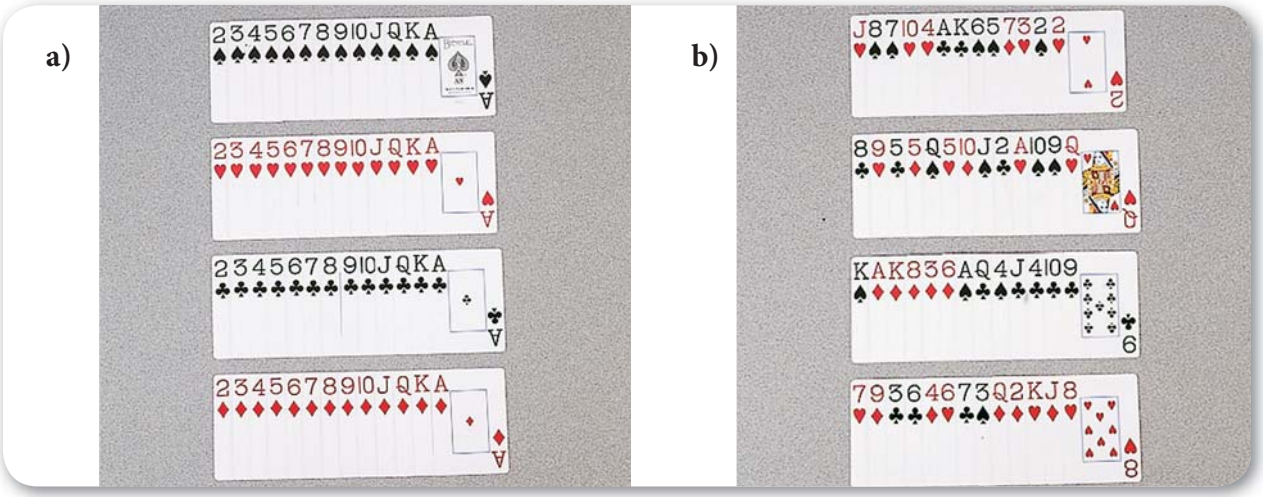
$$2Al(s) + 3Cl_2(g) \rightarrow 2AlCl_3(s) \quad \Delta H_{reacción} = 1\,408\ kJ$$

Si inviertes la ecuación para la reacción entre el aluminio y el cloro, obtendrás la ecuación para la descomposición del cloruro de aluminio. Esta reacción es muy endotérmica y no es espontánea. A partir de esta observación, puede resultar tentador concluir que sólo los procesos exotérmicos son espontáneos. Pero recuerda que el hielo fundiéndose a temperatura ambiente es un proceso espontáneo y endotérmico. ¿Qué determina que una reacción o un proceso sea espontáneo? La respuesta tiene que ver con las fuerzas que, en general, dirigen todas las reacciones.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.

Entropía Los científicos han observado dos tendencias en la naturaleza que explican por qué suceden las reacciones químicas. La primera tiene que ver con sistemas que van de un estado de alta energía a otro de baja energía. El estado de baja energía es más estable. Por tanto, las reacciones exotérmicas tienen una probabilidad mayor de llevarse a cabo que las endotérmicas, aunque todas las demás condiciones sean iguales. La segunda tendencia se relaciona con los sistemas que se vuelven más dispersos, o diseminados.

Para ayudarte a visualizar qué es lo que significa que un sistema se vuelva más disperso, imagina un mazo de 52 cartas, como se muestra en la **figura 20.7**, que barajeas para luego repartirlas en cuatro manos de 13 cartas cada una. Es posible que repartas una mano de 13 espadas, una mano de 13 corazones, una mano de 13 tréboles, y una mano de 13 diamantes, cada una de ellas ordenada desde el dos hasta el as. Es posible, pero muy poco probable. Probablemente sabes, por experiencia, que los diferentes palos y los diferentes valores de las cartas estarán repartidos de una manera más homogénea en las cuatro manos. ¿Por qué? No es que una mano sea más probable que otra, ya que al repartir las cartas al azar, todas las manos son igualmente posibles. Lo que ocurre es que, simplemente, sólo hay una manera de repartir las cartas de forma que todas estén en orden, pero hay millones de millones de posibilidades de que al repartir las cartas, éstas queden dispersas entre ellas.



■ **Figura 20.7** ¿Cuál es la probabilidad de que un mazo de cartas barajeadas se reparta en cuatro columnas totalmente ordenadas como se muestra en **a)**? Tu experiencia te dice que la probabilidad de que al azar obtengas esta distribución es insignificante. Es más probable que obtengas una distribución dispersa, como la que se muestra en **b)**.

Al igual que como ocurre con las cartas, la energía tiende a dispersarse. Los científicos usan el término **entropía** para describir y medir el grado de dispersión. A diferencia de la energía, que se conserva durante los cambios químicos y en el universo como un todo, la entropía no se conserva. La tendencia natural de la entropía es hacia su aumento.

Probablemente hayas escuchado que un aumento de entropía está relacionado con un aumento del desorden. Si observas de nuevo el mazo de cartas en la **figura 20.7**, te darás cuenta de que esta analogía suena razonable de manera intuitiva. Recuerda que ambas distribuciones son igualmente probables de obtener cuando se reparten las cartas al azar. Lo que ocurre es que hay muchas más formas de que las cartas queden repartidas en una manera "desordenada", y sólo una manera de que al repartir las cartas éstas queden ordenadas. Cuando se trabaja con sistemas químicos, el número de partículas y los estados de energía que pueden tener son muchos más que el número de cartas de un mazo. Hay una gran probabilidad que favorece la dispersión, pero esta dispersión no es lo mismo que desorden.

Algunos tipos de cambios, como la fusión y la evaporación, aumentan la entropía. Estos procesos tienen como consecuencia que las partículas tengan una mayor libertad de movimiento. La entropía también aumenta durante las reacciones y los procesos, como el de disolver cloruro de sodio en agua para producir iones sodio y cloruro, cuyo resultado conduce a un incremento en el número de partículas. Cuando el número de partículas aumenta, la energía se vuelve más dispersa, pues está distribuida entre un mayor número de partículas.

La dirección de una reacción química A temperatura ambiente, la mayoría de las reacciones exotérmicas tienden a efectuarse, de manera espontánea, hacia adelante. En otras palabras, se favorece la formación de los productos. En una reacción exotérmica, la energía que se libera, por lo general en forma de calor, eleva la temperatura de los productos así como la de muchos otros átomos y moléculas de los alrededores. El movimiento de un gran número de átomos y moléculas aumenta. La energía se distribuye entre un mayor número de moléculas que las que había al inicio de la reacción; es decir, que la energía está más dispersa. Por tanto, aumenta la entropía.

Ya has leído que tanto la energía como la entropía tienen un papel en la determinación de la espontaneidad. En general, la dirección de una reacción química se determina por la magnitud y la dirección de los cambios en la energía y en la entropía. Por ejemplo, una reacción se llevará a cabo hacia adelante, hacia la formación de productos, si el resultado de esa dirección es una liberación de calor y un aumento de entropía. Como ejemplo, analiza la combustión del butano, C_4H_{10}, que se muestra en la **figura 20.8**.

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g) + \text{calor}$$

Esta reacción procede de manera espontánea hacia adelante porque los cambios, tanto de energía como de entropía, son favorables. La energía disminuye porque la reacción es exotérmica, que es un cambio favorable. La entropía se incrementa parcialmente porque aumenta el número total de moléculas, de 15 a 18, lo que también es un cambio favorable. La liberación de calor y el aumento de la entropía se combinan para dirigir esta reacción hacia adelante.

Observa otro ejemplo de una reacción favorecida, tanto por los cambios energéticos como por la entropía: la que sucede entre el carbonato de calcio ($CaCO_3$) y el ácido clorhídrico (HCl).

$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g) + \text{calor}$$

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 877 para realizar una **observación de entropía**

■ **Figura 20.8** Una vez que un chispazo inicia la combustión del butano, la reacción procede espontáneamente hacia adelante hasta que uno de los reactivos se termina. La reacción contraria no es espontánea. Incluso, si se diera un chispazo a una mezcla de dióxido de carbono y agua, no se obtendría butano de nuevo.

Concepts In Motion

Interactive Table Para explorar la espontaneidad de las reacciones, visita glencoe.com.

Tabla 20.1 Predicción de la espontaneidad de una reacción

Cambio energético	Cambio de entropía	¿Espontaneidad?
Disminuye (exotérmico)	Aumenta	Sí
Disminuye (exotérmico)	Disminuye	Sí, a temperatura baja; no, a temperatura alta
Aumenta (endotérmico)	Aumenta	No, a temperatura baja; sí, a temperatura alta
Aumenta (endotérmico)	Disminuye	No

En esta reacción se favorece la formación de los productos porque se forman gases y líquidos. En ellos hay mayor desorden que en el carbonato de calcio sólido, por lo que aumenta la entropía. Como se libera calor, los productos están en un estado de menor energía que los reactivos. Esto también es favorable. De nuevo, la disminución de la energía y el aumento de la entropía dirigen la reacción hacia adelante.

¿Qué sucede si sólo uno de los cambios, ya sea el de la energía o el de la entropía, resulta favorable? Si este cambio es lo suficientemente grande y supera al desfavorable, la reacción será espontánea. De esta manera, algunas reacciones endotérmicas son espontáneas si hay un gran aumento del desorden. También, algunas reacciones en las que se aumenta el orden pueden ser espontáneas si son muy exotérmicas.

La espontaneidad depende del balance neto entre los factores energéticos y de entropía. En la **tabla 20.1** se resumen estos factores. Observa que la temperatura tiene una participación importante en la determinación de la espontaneidad cuando uno de los factores es favorable y el otro no.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando conceptos relacionados con los cambios de energía y de entropía, revisa los problemas adicionales de la página 841.

Sección 20.1 Evaluación

Resumen de la sección

- Las reacciones químicas se clasifican en endotérmicas y exotérmicas.
- La energía se puede convertir de una forma en otra, pero no se puede crear o destruir.
- La energía de activación es la que se necesita para iniciar una reacción.
- Una reacción química espontánea es aquella reacción que, una vez que inicia, ocurre sin que se requiera una intervención externa.
- La entropía es una medida de la dispersión de la energía.

1. **Idea PRINCIPAL Clasifica** Si el ΔH de una reacción es negativo, compara la energía de los productos y de los reactivos. ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?
2. **Describe** los cambios energéticos que suceden cuando se enciende un cerillo.
3. **Resume** Por lo general, las reacciones espontáneas a temperatura ambiente ¿son exotérmicas o endotérmicas? Explica.
4. **Describe** cada uno de los siguientes procesos en función de aumento o disminución de la entropía.
   - **a)** El agua se congela en una bandeja para formar cubos de hielo.
   - **b)** Recoger la basura que encuentres a lo largo de una autopista y empacarla en una bolsa.
   - **c)** Tu fogata arde, dejando cenizas de color gris.
   - **d)** Un terrón de azúcar se disuelve en una taza de té.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 20.2

Objetivos

- **Secuenciar** la técnica de calorimetría e ilustrar su uso.
- **Comparar** el calor generado por algunos combustibles comunes y algunos alimentos.
- **Analizar** la eficiencia de los procesos industriales y la necesidad de conservar los recursos.

Revisión de vocabulario

entropía: término utilizado para describir y medir la dispersión de la energía

Vocabulario nuevo

caloría
kilocaloría
Caloría

Medición y uso de los cambios de energía

Idea PRINCIPAL La energía que está almacenada en los enlaces químicos se puede convertir en otras formas de energía para satisfacer las necesidades de las personas y de las sociedades.

Vínculo con el mundo real ¿Alguna vez has leído la información nutrimental de la etiqueta de tus alimentos favoritos? En esta etiqueta puedes encontrar qué tan grande es una porción y cuántas Calorías tiene cada porción.

Calorimetría

El calor generado en las reacciones químicas se puede medir mediante una técnica que se llama calorimetría y en un dispositivo que recibe el nombre de calorímetro. En la **figura 20.9** se muestra un tipo de calorímetro llamado bomba calorimétrica, que es usado por los químicos en alimentos. Los alimentos se queman exotérmicamente dentro del calorímetro, aumentando así la temperatura del agua. En el caso de reacciones endotérmicas, el agua que rodea al calorímetro suministra el calor necesario y sufre una disminución en su temperatura.

El calor que pierde o que gana el agua de los alrededores se calcula por medio de la siguiente ecuación.

$$q_w = (m)(C_w)(\Delta T)$$

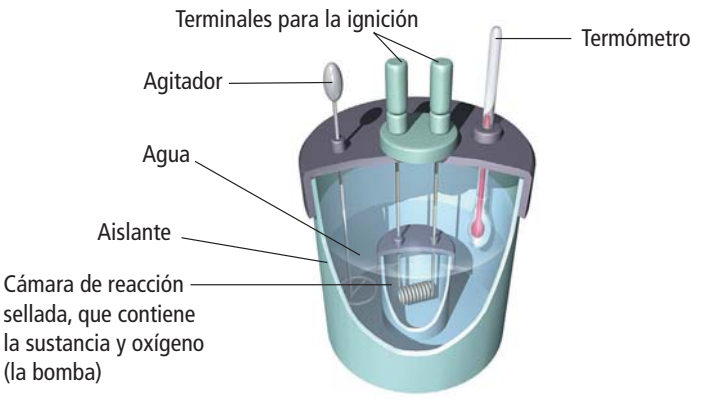
En esta ecuación, el símbolo q_w representa el calor absorbido por el agua, m es la masa del agua, ΔT es el cambio de la temperatura del agua y C_w es el calor específico del agua, que es igual a 4.184 J/g · °C.

El símbolo $q_{reacción}$ representa el cambio calorífico de la reacción. De acuerdo con la ley de la conservación de la energía, la energía no se crea ni se destruye. El calor que pierde la reacción significa que el agua gana calor, y el calor que gana la reacción significa que el agua pierde calor. Por tanto, el calor de reacción es igual al cambio calorífico del agua, con signo negativo.

$$q_{reacción} = -q_w$$

Figura 20.9 Se coloca una muestra dentro de una cámara de acero interna, llamada bomba, que está llena de oxígeno y se encuentra a alta presión. Alrededor de la bomba hay una cantidad determinada de agua que está siendo agitada mediante un agitador que no genera fricción, para así asegurar que la temperatura es uniforme. La reacción se inicia con un chispazo, y se registra la temperatura hasta que llega a su máximo.

Infiere ***¿Por qué es importante que el agitador no genere fricción?***



Bomba calorimétrica

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada sobre calorimetría, visita glencoe.com.

EJEMPLO Problema 20.1

Cálculo del calor de reacción para la combustión La combustión de 1.60 g de metano dentro de una bomba calorimétrica, eleva la temperatura de 1.52 kg de agua de 20.0°C a 34.0°C. ¿Cuál es el calor de reacción para la combustión de 1 mol de metano?

1 Analiza

Primero encuentra el cambio calorífico del agua, q_w. Éste es igual a $-q_{reacción}$ para la combustión de 1.60 g de metano. A continuación, convierte el valor encontrado de $q_{reacción}$ para 1.0 mol de metano. El valor será igual a $\Delta H_{reacción}$.

2 Establece

Calcula el cambio de temperatura del agua usando la ecuación $\Delta T = T_{final} - T_{inicial}$. Después, usa la ecuación $q_w = (m)(C_w)(\Delta T)$. El valor negativo de q_w será igual al $q_{reacción}$ para la combustión de 1.60 g de metano. Usa la masa molar del metano, 16.0 g de metano/1.0 mol de metano, como factor de conversión para calcular $q_{reacción}$ para 1.0 mol de metano.

3 Resuelve

Sugerencia para resolver el problema

Ten cuidado con los signos cuando calcules ΔT. Si la reacción es endotérmica, el signo de ΔT será negativo.

- Primero, calcula ΔT.

$$\Delta T = T_{final} - T_{inicial}$$
$$= 34.0°C - 20.0°C = 14.0°C$$

A continuación, calcula q_w.

$$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$$
$$= \left(1.52 \times 10^3 \cancel{g}\right)\left(14.0\cancel{°C}\right)\left(\frac{4.184\ J}{\cancel{g} \cdot \cancel{°C}}\right) = 8.90 \times 10^4\ J = 89.0\ kJ$$

- Ahora, calcula $q_{reacción}$ para 1.60 g de metano.

$q_{reacción} = -q_w = -89.0$ kJ = calor liberado por la combustión de 1.60 g de metano

- Ahora, usa el factor de conversión de la masa molar para calcular $q_{reacción}$, o ΔH, para 1 mol de metano.

$$q_{reacción} = \left(\frac{-89.0\ kJ}{1.60\ \cancel{g\ de\ metano}}\right)\left(\frac{16.0\ \cancel{g\ de\ metano}}{1\ mol\ de\ metano}\right)$$
$$= -8.90 \times 10^2\ kJ/mol\ de\ metano$$

$$q_{reacción} = \Delta H_{reacción} = -8.90 \times 10^2\ kJ/mol\ de\ metano$$

4 Verifica

Verifica el uso correcto de todas las unidades y revisa los cálculos para asegurarte que son razonables. El resultado debe coincidir.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con calores de reacción, revisa los problemas adicionales de la página 841.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 866

5. ¿Cuánto calor absorbe una reacción que disminuye la temperatura de 500.0 g del agua de un calorímetro en 1.10°C?

6. El aluminio reacciona con el óxido de hierro(III) para formar óxido de aluminio y hierro. Calcula el calor desprendido por la reacción, si la temperatura de 1.00 kg de agua del calorímetro aumenta 3.00°C.

7. Cuando se quema en un calorímetro 1.00 g de un combustible gaseoso, la temperatura de 1.000 kg del agua de los alrededores aumenta de 20.00°C a 28.05°C. Calcula el calor que se libera en esta reacción ¿Cuánto calor liberaría 1.00 mol del combustible, suponiendo que su masa molar es de 65.8 g/mol?

■ **Figura 20.10** Los alimentos contienen diversos compuestos químicos. Estos últimos se pueden agrupar en tres tipos generales: proteínas, carbohidratos y grasas, cada tipo con un diferente contenido de energía. Los procesos que ocurren en tu cuerpo transforman en trabajo y calor parte de la energía que se libera cuando descomponen los alimentos. Sin embargo, cuando ingieres más alimentos de los que necesitas, tu organismo almacena la energía extra mediante la producción de grasa, para usarla posteriormente.

Valor energético de los alimentos

Hace muchos años, los químicos medían el calor en calorías en lugar de hacerlo en joules. Una **caloría** es el calor necesario para elevar la temperatura de 1 g de agua líquida en 1°C. Una **kilocaloría** es una unidad igual a 1 000 calorías. Una caloría es igual a 4.184 J. Un joule es igual a 0.239 calorías. El valor energético de los alimentos se mide en unas unidades llamadas Calorías. Observa la letra mayúscula C. Una **Caloría** nutricional es lo mismo que 1 kilocaloría. Una Caloría nutricional también es igual a 4.184 kJ. Algunos nutriólogos y dietistas todavía usan Calorías, en lugar de kilojoules

Los compuestos que forman los alimentos que consumes te proporcionan energía. Al combinarse con el oxígeno estos compuestos sufren una combustión lenta, para producir dióxido de carbono y agua, como productos de desecho, junto con otros compuestos que son necesarios para el crecimiento y desarrollo corporal. Las grasas proporcionan aproximadamente 9 Calorías por gramo. En contraste, 1 g de carbohidratos o de proteínas proporciona alrededor de 4 Calorías. En la **figura 20.10** se muestran algunos tipos de nutrientes. En la **tabla 20.2** se indica cuántas Calorías proporcionan las porciones de algunos alimentos comunes.

Puedes medir el contenido energético de los alimentos con un calorímetro. En un calorímetro los alimentos se queman rápidamente en presencia de oxígeno, y no lentamente como sucede en el organismo, pero la energía que se libera es la misma. El siguiente problema de ejemplo te enseña cómo calcular las Calorías de los alimentos, a partir de datos obtenidos con un calorímetro.

Tabla 20.2 **El valor calórico de algunos alimentos**

Alimento	Cantidad	Kilojoules	Calorías
Mantquilla	1 cucharada = 14 g	418	100
Mantequilla de cacahuate	1 cucharada = 16 g	418	100
Espagueti	0.5 taza = 55 g	836	200
Manzana	1	283	70
Pollo (asado)	3 onzas = 84 g	502	120
Res (asada)	3 onzas = 84 g	1 000	241

EJEMPLO Problema 20.2

Medición de las Calorías de los alimentos Una muestra de 1.00 g de nueces reacciona con un exceso de oxígeno en un calorímetro. El calorímetro contiene 1.00 kg de agua a una temperatura inicial de 15.40°C y una temperatura final de 20.20°C. Calcula el contenido energético de las nueces. Expresa tu respuesta en kJ/g y en Calorías/g.

1 Analiza

Es necesario, primero, que calcules el cambio de calor del agua, q_w. Debido a que todo el calor que se necesita para elevar la temperatura del agua proviene de haber quemado 1.00 g de nueces, q_w es igual al contenido energético de 1.00 g de nueces.

2 Establece

Calcula el cambio de temperatura del agua. Usa la ecuación $q_w = (m)(C_w)(\Delta T)$, después para encontrar q_w y, por tanto, el contenido energético de las nueces en joules. Se puede usar un factor de conversión para convertir a Calorías.

3 Resuelve

- $\Delta T = T_{final} - T_{inicial}$

$$= 20.20°C - 15.40°C = 4.80°C$$

$$q_w = (m)(C_w)(\Delta T)$$

$$= \left(1.00 \times 10^3 \cancel{g}\right)\left(4.80 \cancel{°C}\right)\left(\frac{4.184\ J}{\cancel{g} \cdot \cancel{°C}}\right)$$

$$= 2.01 \times 10^4\ J = 20.1\ kJ$$

Las nueces contienen 20.1 kJ/g de energía.

- Ahora, aplica el factor de conversión para calcular las Calorías.

$$\left(20.1\ \cancel{kJ}\right)\left(\frac{1\ \text{Caloría}}{4.184\ \cancel{kJ}}\right) = 4.80\ \text{Calorías}$$

Las nueces contienen 4.80 Calorías/g de energía.

4 Verifica

Asegúrate de que usaste bien todas las unidades y repite el cálculo para comprobar que es correcto. Recuerda que el resultado debe coincidir.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando cómo determinar calores de reacción y el contenido energético de los alimentos, revisa los problemas adicionales de la página 841.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 867

8. Un grupo de estudiantes decide medir el contenido energético de algunos alimentos. Calentaron 50.0 g de agua en una lata de aluminio mediante la combustión de una muestra del alimento que colocaron debajo de la lata. Cuando usan 1.00 g de palomitas de maíz como su alimento de prueba, la temperatura del agua se elevó 24°C. Calcula el calor liberado por las palomitas de maíz, y expresa tu resultado en kilojoules y en Calorías por gramo de palomitas de maíz.

9. Otra estudiante llegó y le comentó al grupo de estudiantes del problema 8 que ella había visto que, en la etiqueta de una bolsa de palomitas de maíz, se establecía que 30 g de palomitas de maíz proporciona 110 Calorías. ¿Cuál es el valor en Calorías/gramo? ¿Cómo puedes explicar la diferencia?

10. En un calorímetro se quemó una muestra de 3.00 g de un alimento nuevo en el mercado. La temperatura de los 2.00 kg de agua de los alrededores cambió de 25.0°C a 32.4°C. ¿Cuál es el valor energético del alimento en Calorías por gramo?

■ **Figura 20.11** Tanto los moldes para cocinar pasteles como los otros objetos que se muestran aquí, se fabrican con aluminio.

Economía de la energía

¿Te has preguntado por qué el reciclaje de envases se ha convertido en una acción importante? Parte de la respuesta tiene que ver con la energía. Para muchos materiales, la energía que se requiere para reciclar los objetos usados es menor que la energía necesaria para simplemente deshacerse de esos objetos y hacer otros nuevos, con nuevas materias primas.

Producción y reciclaje de aluminio El aluminio es el metal que se elige para la fabricación de los moldes para cocinar pasteles, como se muestra en la **figura 20.11**. Es ligero, tiene un calor específico bajo (0.902 J/g°C) y es buen conductor del calor. Como resultado del bajo calor específico, el aluminio mismo absorbe poca cantidad de calor, por lo que el recipiente se enfría antes de que el pastel lo haga. En el capítulo 17 aprendiste que el aluminio se produce por la electrólisis de su mineral principal, la bauxita. La producción de aluminio requiere grandes cantidades de energía, en especial de la energía eléctrica. Por tanto, una buena razón para reciclar el aluminio es para conservar esa energía y reducir el costo de la producción de objetos de aluminio.

Si se compara la energía que se necesita para producir nuevas latas de aluminio y con la que se necesita para producir latas de aluminio reciclado, se revela que se pueden hacer entre 15 y 20 latas con aluminio reciclado por cada lata que se hace con aluminio obtenido del mineral. Así, el costo de usar aluminio reciclado es mucho menor que el costo de usar aluminio nuevo. Además del ahorro económico en el costo de la energía, el reciclaje del aluminio conserva la valiosa materia prima y disminuye el uso de combustibles fósiles, que son la fuente de la mayoría de la energía que se necesita para la producción de aluminio. Para comprender por qué se ahorra energía al reducir el uso de combustibles fósiles, es importante analizar el proceso que se usa para cambiar la energía química en energía eléctrica.

NOTICIAS de la materia

El reciclaje del aluminio consume sólo alrededor de 7 por ciento de la energía necesaria para producir la misma cantidad de aluminio que proviene del mineral. En el reciclaje de 25 latas de aluminio se ahorra una cantidad de energía equivalente a la que proporciona la combustión de un galón de gasolina.

QUIMILAB

VALOR ENERGÉTICO DE LOS ALIMENTOS

Contexto

Los alimentos suministran la energía y los nutrientes que necesitas para construir y mantener tu organismo, así como tu nivel de actividad. La energía se libera en las células durante el proceso de la respiración. En dicho proceso, el oxígeno se combina con sustancias que almacenan energía, como la glucosa, para producir dióxido de carbono, agua y calor. La reacción es, básicamente, un proceso de combustión lenta. En este QuimiLab compararás la cantidad de energía que se libera por la combustión de tres alimentos distintos.

Pregunta

¿Cuánta energía se libera durante la combustión de algunos alimentos comunes?

Objetivo

- **Calcular** la energía que se libera durante la combustión de nueces, malvaviscos y otro alimento que tú elijas.
- **Comparar** la energía que se obtiene de los alimentos.
- **Inferir** qué tipo de alimentos contiene la mayor cantidad de energía.

Preparación

Materiales

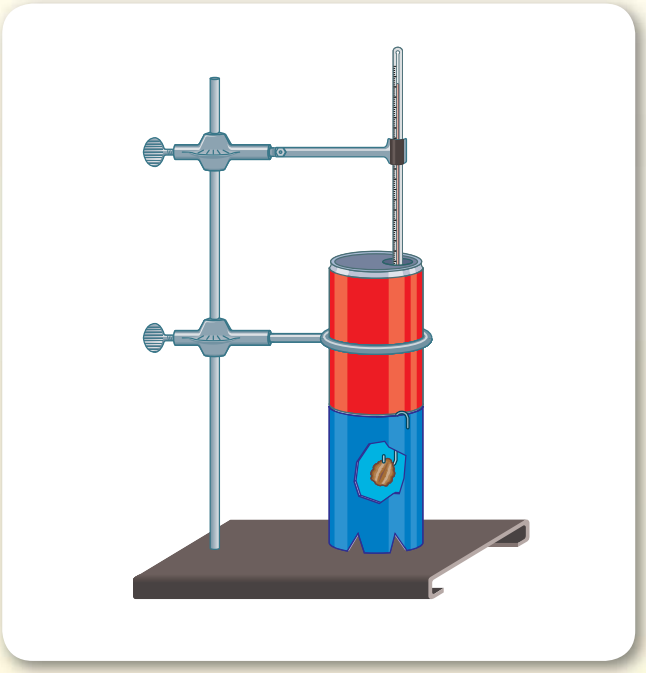
guante térmico
destapador de botellas, con un extremo de abrelatas, agudo
lata de refresco, vacía y limpia
lata de conservas vacía, limpia, sin las tapas de arriba y de abajo, que tenga aproximadamente el mismo diámetro que la lata de refresco
soporte universal
pequeño anillo de hierro
pinzas para vasos de precipitados
termómetro Celsius
probeta graduada de 100 mL
agitador de vidrio
balanza
clip para papel, grande
cerillos
media nuez
2 malvaviscos pequeños
muestra de un alimento que tú elijas

Medidas de precaución

PRECAUCIÓN: ***Ten cuidado al usar los cerillos y al manipular las latas después de cada experimento porque pueden estar calientes. Realiza el experimento en un lugar ventilado porque se pueden producir vapores cáusticos durante los procesos de combustión. Algunos estudiantes pueden ser alérgicos al vapor producido por las nueces.***

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Usa un abrelatas para hacer perforaciones a la parte inferior de la lata con los extremos abiertos. Dobla un clip largo de forma que sujete al alimento, como se ilustra en la figura.



3. Usa la probeta graduada para medir 100 mL de agua de la llave y viértela en la lata de refresco. Sostén la lata con el soporte y el anillo, según se muestra en la figura. Introduce el termómetro en la apertura superior de la lata y espera a que marque la temperatura del agua. Anota la temperatura inicial del agua, con una precisión de 0.1°C. Coloca la lata en el anillo de hierro.
4. Mide la masa de la mitad de la nuez, y sujétala con el clip, como un soporte. Cuelga el soporte en el borde de la lata con los extremos abiertos, con la muestra del alimento dentro.
5. Utiliza un cerillo para encender la nuez. Rápidamente, coloca el dispositivo de la lata llena de agua directamente sobre la lata de combustión, y deja una pequeña separación entre las dos latas.
6. Deja que la nuez se queme por completo. Si la flama se apaga durante el proceso y la mayor parte no se ha quemado, vacía el agua de la lata y empieza de nuevo, con agua fresca y otra mitad de nuez. Una vez que la nuez se ha quemado, espera a que el termómetro alcance la temperatura más alta. Anota esta temperatura.
7. Desmonta con cuidado el aparato, vacía el agua de la lata y desecha el residuo del alimento quemado.
8. Repite los pasos 3 al 7 con dos malvaviscos pequeños.
9. Repite los pasos 3 al 7 con un pequeño trozo de un alimento que elijas.

Análisis y conclusiones

1. **Calcula** Con los datos obtenidos calcula el número de kilojoules de energía que se liberó, por gramo de cada tipo de alimento. Supón que el agua que pusiste en la lata tiene una densidad de 1.00 g/mL y que el calor específico del agua es 4.19 J/g°C.
2. **Ordena** los alimentos de acuerdo con la cantidad de energía liberada por gramo.
3. **Infiere** Con base en la composición química de los alimentos que probaste (proteínas, carbohidratos, grasas, etc.), ¿qué tipo de alimento proporciona mayor cantidad de energía por gramo?

Aplicación y evaluación

1. **Explica** ¿Sería conveniente consumir principalmente el tipo de alimento que proporciona la mayor cantidad de energía por unidad de masa? Explica tu respuesta.
2. **Analiza el error** ¿Qué aspectos de tu experimento pueden haber causado un error en tus cálculos? ¿Cómo afecta a tus resultados cada uno de esos errores?

CONTINÚA INDAGANDO

Diseña una escala para relacionar el contenido nutricional de los alimentos con su contenido energético. Escoge un nutriente importante y relaciónalo con el contenido energético de los alimentos. ¿Cómo se comparan varios alimentos que sueles comer en tu escala de contenido nutricional y energía?

Datos y observaciones

Tabla de datos

Tipo de alimento	Masa (g)	Temperatura inicial H_2O (°C)	Temperatura final H_2O (°C)
Nuez			
Malvaviscos			
Otro alimento			

MiniLab 20.2

Disolución: ¿exotérmico o endotérmico?

¿Puedes clasificar el proceso de disolución como exotérmico o endotérmico? La disolución de un sólido en agua, como la mayoría de otros procesos, puede liberar o absorber energía. Si el proceso de disolución es exotérmico, la energía liberada hace que aumente la temperatura de la solución. Si el proceso es endotérmico, absorbe energía de la solución, con lo que baja la temperatura. Examina la disolución de varios sólidos comunes en agua.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Coloca aproximadamente 100 mL de **agua** en un **vaso de precipitados de 250 mL**. Coloca un **termómetro Celsius** en el agua y permite que registre la temperatura del agua. El termómetro no debe estar en contacto ni con el fondo ni con las paredes del vaso de precipitados. Registra la temperatura. Quita el termómetro del agua.
3. Añade al agua aproximadamente 1 cucharada del **sólido con el que quieras experimentar**, y agita con un **agitador de vidrio** por 20 segundos. Coloca el termómetro de nuevo en la solución. Registra la temperatura.
4. Vierte la solución por el drenaje y enjuaga con abundante agua del grifo.
5. Repite los pasos 2 a 4 para cada uno de los sólidos con los que quieras experimentar.

Análisis

1. **Clasifica** ¿Cuál de los sólidos con los que experimentaste se disuelve de manera exotérmica? ¿Cuál se disuelve de manera endotérmica?
2. **Aplica** ¿Cuál de los sólidos con los que experimentaste se podría mezclar con agua dentro de un contenedor flexible de plástico para hacer un empaque frío?
3. **Explica** cómo afecta el proceso de disolución a la entropía de un sólido.

Conversión de la energía química en electricidad En Estados Unidos la mayor parte de la electricidad se produce al quemar combustibles fósiles, principalmente el carbón. La energía química almacenada en los enlaces de las moléculas que conforman los combustibles fósiles, se libera conforme estos fósiles se van quemando. Las plantas de energía convierten esta energía en energía eléctrica. En la **figura 20.12** se muestra la producción de la electricidad en una planta de energía de carbón. Además de suministrar energía para los procesos industriales como la producción de aluminio, la electricidad es necesaria para tener luz, calor, agua caliente, y poder operar máquinas de todo tipo.

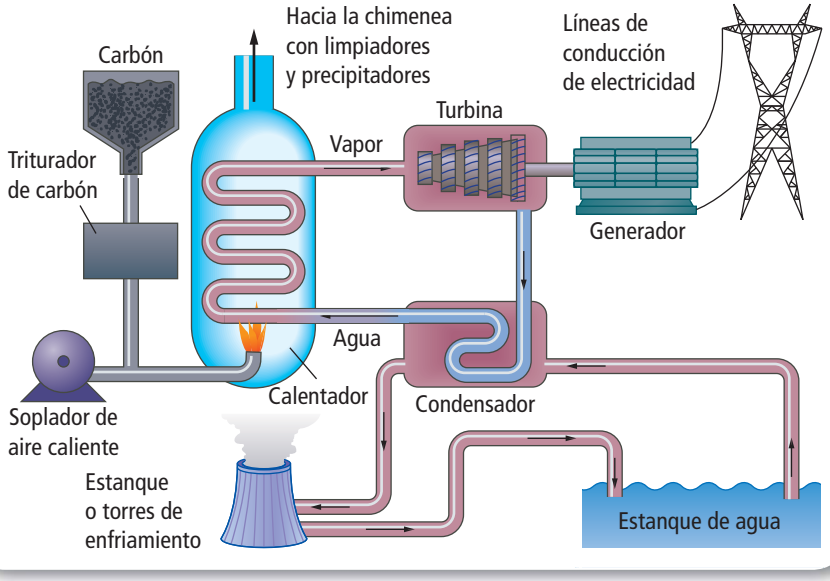


Figura 20.12 En una planta de energía típica, se quema el carbón y produce calor, que hace hervir el agua hasta convertirse en vapor. La energía cinética del vapor en movimiento activa el funcionamiento de una turbina, que a su vez activa el funcionamiento de un generador que produce energía eléctrica.

Identifica *fuentes de energía diferentes a los combustibles fósiles, que también se puedan convertir en energía eléctrica.*

Refinamiento bacteriano de los minerales

Desde hace unos 2 000 años, los mineros romanos empezaron a investigar con respecto a un líquido azul que se formaba alrededor de las pilas de mineral de cobre de baja graduación. Relacionaron el color azul con el cobre, probablemente por su conocimiento de los minerales azules, como la turquesa que por lo general se encontraba en las cercanías de dicho metal. Cuando calentaban esos minerales con una fogata de carbón, obtenían cobre.

El color azul del líquido les hizo sospechar la presencia de cobre, por ello calentaron el líquido para ver si realmente contenía cobre. Sus esfuerzos tuvieron éxito. A partir de las sales de cobre del líquido produjeron cobre puro. Lo que los romanos no supieron fue que el cobre en el líquido se había obtenido a partir del mineral de baja graduación, gracias a la acción de bacterias.

Por qué se usan bacterias para la extracción de metales Después de que se extraen los minerales crudos, se trituran y se extraen los metales por medio de tratamientos químicos o calentándolos a temperatura elevada. Otra forma de extraer los metales de los minerales es aprovechando la actividad de las bacterias, que hacen parte del trabajo. Este método es menos perjudicial para el ambiente, tiene un menor costo en cuanto a absorción de energía y ofrece una forma de aprovechar los minerales de baja graduación. La única desventaja es que el procesamiento de los minerales con bacterias puede tomar varios años. En la actualidad, 25 por ciento de la producción mundial de cobre procede del bioprocesamiento por medio de bacterias.

La bacteria *Acidithiobacillus ferrooxidans*, que se muestra en la **figura 1**, obtiene la energía que necesita por medio de reacciones sobre varios minerales. Como resultado, produce ácido y una solución oxidante de iones de hierro(III) (Fe^{3+}), que pueden reaccionar con los metales de los minerales crudos.

El proceso es sencillo y requiere poca energía. El mineral de baja graduación se trata, primero, con ácido sulfúrico para estimular el crecimiento de las bacterias. Los microbios procesan el mineral y liberan iones cobre a la solución. Después, se extrae el metal de esa solución.

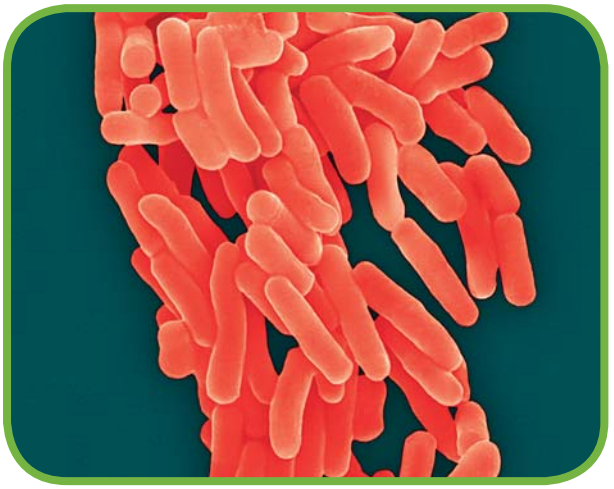


Figura 1 Una colonia de *Acidithiobacillus ferrooxidans*.

Oro en las bacterias Existe la posibilidad de obtener oro por medio del biorrefinado. Conforme desaparecen los minerales de alta graduación de oro, los mineros se han visto obligados a extraer minerales con menor graduación. En estos minerales, el oro se encuentra en forma de sulfuros. Para eliminar el azufre, por lo general, los minerales se tuestan o se oxidan con presión. Sólo así es posible que luego se extraiga el oro mediante iones cianuro.

En un proceso de biooxidación, el oro de baja graduación se mezcla con una gran cantidad de bacterias en reactores de agitación muy grandes. En un proceso más nuevo, el mineral de oro se coloca en pilas abiertas sobre una base impermeable. Encima del mineral se vierten los cultivos bacterianos y los fertilizantes necesarios para su nutrición. En ambos métodos, *A. ferrooxidans* actúa sobre los sulfuros de oro a un costo menor y con una eficiencia de recuperación de 70 a 95 por ciento.

Conexión con la Química

1. **Adquiere información** Se considera a las bacterias termofílicas, que crecen a temperaturas aproximadas de 40 a 70°C o más, como posibles candidatas para el biorrefinado. Investiga qué ventaja química tienen estas bacterias sobre otras.
2. **Razona críticamente** ¿Cuáles son las ventajas energéticas del biorrefinado?

QUÍMICA y tecnología

Fuentes alternativas de energía

La energía no se crea ni se destruye. ¿Esto significa que la gente puede usar siempre las mismas fuentes de energía a la velocidad actual? Los combustibles fósiles son una fuente finita de energía, que debería conservarse. El uso de fuentes alternativas de energía, renovables, puede prolongar el suministro de los combustibles fósiles.

Energía solar

Una fuente alternativa de energía es la energía solar. La Tierra recibe más energía del sol en sólo una hora, que la energía que se utiliza mundialmente en un año. La demanda por energía solar ha aumentado en 25 por ciento por año, desde 1991. En la **figura 1** se muestra una casa solar, construida para capturar la energía solar y convertirla en calor para calentar las habitaciones. Las paredes de adobe, los pisos de losa de arcilla, las ventanas triples y los techos intensamente aislados conservan el calor durante el invierno. Un saliente evita la entrada a la casa de los rayos solares de alta energía durante el verano, pero no bloquea a los rayos solares de baja energía durante el invierno. La energía solar se puede usar para calentar agua en calentadores solares de agua, para cocinar o para secar comida en ollas a presión solares, para desalinizar (que significa remover la sal del agua de mar), y para generar electricidad.

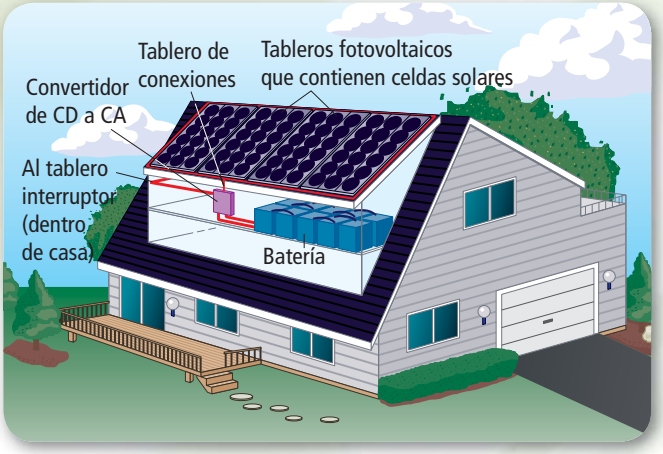


Figura 1 Casa solar.

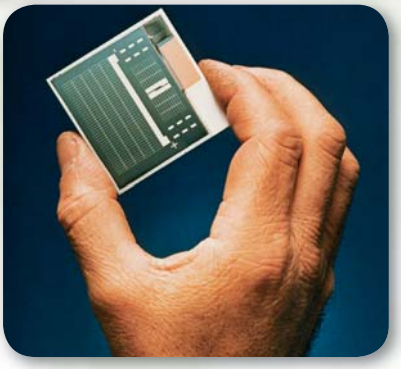


Figura 2 Celda fotovoltaica.

Las celdas fotovoltaicas, que se muestran en la **figura 2**, usan la energía solar para producir electricidad. Estas celdas solares están formadas por capas de silicio con cantidades traza de galio o fósforo, y tienen la capacidad de emitir electrones por la acción de la luz solar. Para que las celdas solares puedan usarse como fuente de electricidad para el uso diario, deben resolverse dos problemas importantes. El primero es la eficiencia de la conversión de la luz solar en energía eléctrica. El segundo problema es encontrar formas eficientes de almacenamiento de la electricidad para su uso durante las horas de oscuridad o durante los periodos de tiempo nublado.

Energía geotérmica

El magma, que son rocas fundidas, puede calentar las rocas sólidas que rodean la cámara de magma. Cuando esto sucede, el agua de las rocas porosas que están sobre las rocas sólidas, se convierte en vapor. La presencia de grietas en la parte alta de las rocas sólidas, permite que el vapor salga a la superficie, formando un géiser o manantial caliente. Esto es una fuente natural de energía geotérmica. Muchas regiones naturales de energía geotérmica se encuentran en las franjas de temblores y de volcanes de las placas terrestres. Los géiseres del Parque Nacional de Yellowstone son una prueba del calor almacenado bajo el suelo. Esta energía se puede utilizar para el funcionamiento de plantas generadoras de electricidad. La planta más grande de energía geotérmica en el mundo se encuentra en Los Géiseres, en California. Ésta genera 1 000 megawatts de energía eléctrica, cantidad suficiente para satisfacer las necesidades de 1 millón de personas.

La energía geotérmica natural, disponible para su uso en plantas de energía, sólo se encuentra en unos cuantos lugares del mundo. Para crear sitios nuevos es necesario hacer perforaciones profundas. Aunque una planta de energía geotérmica, como la que se muestra en la **figura 3**, genera electricidad a un costo mucho menor que una planta de energía nuclear o una planta de carbón, las perforaciones profundas que se requieren para llegar a una cámara de magma resultan muy caras, a menos de que la cámara de magma se encuentre cercana a la superficie de la Tierra. Otra desventaja de estas plantas es que, aunque no producen dióxido de carbono ni óxidos de nitrógeno, sí generan contaminación del aire porque de las profundidades de la tierra se liberan sulfuro de hidrógeno y amoniaco.

Figura 3 Planta de energía geotérmica.

Energía eólica

En algunas partes del mundo, la energía eólica (del viento) es una fuente casi ilimitada de electricidad. El viento puede mover turbinas, como se muestra en la **figura 4**, que producen energía mecánica. Un generador convierte la energía mecánica en eléctrica. Por lo general se necesitan cientos de turbinas de viento para el funcionamiento de una planta de energía.

Figura 4 Parque eólico.

La producción de electricidad mediante el viento no produce la emisión de contaminantes al aire. No necesita agua para enfriarse. Sin embargo, la energía eólica para la producción a gran escala de energía, sólo se puede usar en regiones donde hay vientos confiables. Cuando cesan los vientos, se debe tener un sistema de respaldo para la producción de electricidad. Otra consideración que debe tenerse en cuenta al producir electricidad a partir de energía eólica, es que los parques eólicos son poco atractivos y muy ruidosos, además de que tienen un impacto negativo en la vida silvestre. Algunas turbinas de viento matan pájaros de presa y murciélagos, especialmente cuando las turbinas están construidas en la trayectoria migratoria de aves.

Análisis de la tecnología

1. **Evalúa** ¿Qué forma alternativa de energía se puede usar en tu estado? Explica tu respuesta.
2. **Adquiere información** Investiga y describe cómo funciona un horno de energía solar.
3. **Razona críticamente** Los tres tipos de fuentes alternativas de energía que se analizaron en esta sección no son eficaces en todos los lugares. A pesar de ello, ¿cómo se pueden usar para ayudar a resolver algunos problemas de energía de tu país?

NOTICIAS de la materia

Alguna vez, los científicos creyeron que el calor era un fluido incoloro, inodoro y sin peso. Se creía que cuando este fluido, que llamaron calórico, se adicionaba a otras sustancias, provocaba su expansión.

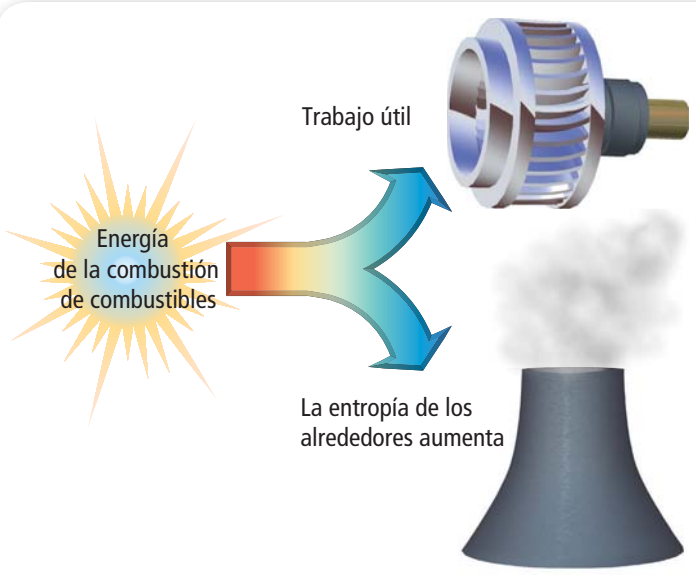
Ahorro de energía con los catalizadores En el capítulo 18 aprendiste que el polietileno es un plástico que se usa en muchos productos domésticos. Está hecho de etileno, un hidrocarburo sencillo cuya fórmula es C_2H_4. El etileno se produce industrialmente eliminando hidrógeno del etano (C_2H_6), otro hidrocarburo, de acuerdo con la siguiente ecuación.

$$C_2H_6(g) + \text{calor} \longrightarrow C_2H_4(g) + H_2(g)$$

En teoría, es posible obtener 1 mol de etileno con la adición de sólo 137 kJ de calor. En la práctica, la reacción anterior usa casi cuatro veces esa cantidad de calor para producir 1 mol de etileno por la ineficacia en la transferencia de energía. Durante muchos años, los químicos han introducido cambios al proceso de producción. El desarrollo de mejores catalizadores ha disminuido la necesidad de energía tanto para éste como para otros procesos químicos. A medida que la energía es más cara se continúa la investigación sobre catalizadores que ahorren energía.

Entropía: uno de los costos del uso de la energía Siempre que se produce energía o se cambia de una forma a otra, como en las plantas de energía y en los procesos industriales, parte de esa energía se pierde. Esto puede parecer sorprendente debido a la ley de la conservación de la energía. Sin embargo, así sucede, pues aunque la energía no se destruye, no se puede usar para realizar un trabajo. ¿Qué sucede con ella? Se desperdicia en forma de calor. Durante muchos procesos, la cantidad de energía que se pierde en forma de calor excede a la cantidad de energía que se puede aprovechar para realizar un trabajo útil.

El calor desperdiciado por los sistemas que usan o producen energía, no se puede recuperar, volver a usar o reciclar porque se ha distribuido de una forma más dispersa en las moléculas de los alrededores. Como resultado de este aumento de la dispersión, aumenta la entropía, como se muestra en la **figura 20.13**. Las moléculas de los alrededores no pueden reorganizarse espontáneamente para regresar la energía que aumentó su entropía. El aumento en la entropía es parte del precio que tiene el uso de energía.



En una planta de energía, la fricción que se genera debido al movimiento de las diversas partes de la maquinaria, como ocurre con la turbina de arriba, genera calor como desperdicio. Este calor se disipa hacia los alrededores mediante las torres de enfriamiento de la planta.

El calor disipado es útil en situaciones en las que es deseable que aumente la temperatura. Por ejemplo, podría usarse para calentar invernaderos en climas fríos.

■ **Figura 20.13** Siempre que se usa energía para realizar un trabajo útil, se pierde parte de la energía hacia los alrededores, por lo general, en forma de calor. Este calor aumenta la entropía de los alrededores y no se puede recuperar.

Tabla 20.3 **Eficiencias típicas en la producción de energía**

Eficiencia teórica máxima	63%
Eficiencia del calentador	90%
Eficiencia mecánica de la turbina	75%
Eficiencia del generador eléctrico	95%
Eficiencia de transmisión de la energía	90%
Eficiencia total real	36%

Un proceso, como el reciclado, que ahorra energía al conservar la electricidad hace más que sólo reducir el consumo total de electricidad. También ahorra la energía química de los combustibles fósiles originales que de otra forma se perderían para siempre como calor desperdiciado y aumento de entropía.

Energía y eficiencia Debido al aumento de la entropía, ninguna planta de energía o industrial, sin importar qué tan bien diseñada sea, puede convertir por completo el calor liberado por las reacciones químicas en trabajo útil. La pérdida del calor es inevitable. Es más fácil comprender esta pérdida en función de la eficiencia, que es la cantidad de trabajo que se puede obtener de un proceso, comparado con la cantidad que se debe invertir en él.

Por ejemplo, una planta moderna de combustibles fósiles tiene un máximo de eficiencia teórica sólo de 63 por ciento. Esto significa que, cuando mucho, 63 por ciento de la energía química del combustible original se puede convertir en trabajo útil. El resto se pierde como calor desperdiciado.

Otras ineficacias posteriores reducen el porcentaje de energía que se convierte en trabajo útil. En la **tabla 20.3** se muestran algunos de estos factores en referencia a una planta de energía eléctrica moderna. Los datos de la tabla permiten calcular la eficiencia total de la planta, que es, simplemente, el producto de la eficiencia de cada uno de los pasos individuales, multiplicada por la eficiencia teórica máxima. La eficiencia total de la planta se puede calcular de la siguiente manera.

$$(0.63)(0.90)(0.75)(0.95)(0.90)(100) = 0.36(100) = 36\%$$

Este bajo valor es típico de la eficiencia energética de las plantas de energía y de las plantas industriales. Cuando usas un aparato eléctrico, como el que se muestra en la **figura 20.14**, sólo estás usando un poco más de un tercio de la energía almacenada en el combustible fósil inicial.

■ **Figura 20.14** En una planta de energía de carbón, como máximo, 36 por ciento de la energía disponible en el carbón se convierte en energía eléctrica. La energía eléctrica se puede usar para hacer funcionar aparatos eléctricos, como esta sopladora de hojas.

Figura 20.15 Una torre de enfriamiento es una forma común de liberarse del calor desperdiciado. En el interior de la torre se rocía agua caliente dentro del aire, mientras grandes ventiladores mezclan el aire con las gotas de agua. A pesar de que este proceso sólo transfiere el calor hacia la atmósfera, es mejor que bombear el agua caliente hacia los arroyos, ya que esta acción mata los organismos que viven en ellos.

Infiere *¿Qué gas se libera a través de las torres de enfriamiento?*

Mejoramiento de la eficiencia en los procesos industriales La eficiencia en los procesos industriales se puede aumentar y, con ello, conservar los valiosos recursos energéticos si se diseñan y se construyen plantas que empleen mejores dispositivos que ahorren energía. También se puede conservar la energía si se encuentran usos para el calor desperdiciado, como por ejemplo en la calefacción de edificios y en el cultivo de plantas alimenticias en climas fríos. Las torres de enfriamiento, **figura 20.15**, representan una forma de transferencia del calor desperdiciado. El desarrollo de refrigeradores, equipos de aire acondicionado y focos que utilicen la energía con mayor eficiencia, también pueden mejorar la eficacia en el uso de la electricidad.

Por último, se pueden estudiar los procesos de los organismos para la conversión de energía, y tal vez aplicarlos a los métodos industriales. Los procesos biológicos convierten la energía de una forma en otra y al mismo tiempo crean sistemas muy ordenados, es decir, con baja entropía. Estos procesos naturales son mucho más eficientes que la mayoría de los procesos industriales.

Sección 20.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Las reacciones químicas son una fuente de energía porque la energía de los enlaces químicos se puede convertir en calor, luz o energía eléctrica.
- Los cambios de calor se pueden medir mediante la calorimetría.
- Siempre que la energía se convierte de una forma a otra, se pierde energía, es decir, calor. Generalmente, la energía perdida no puede usarse de nuevo o convertirse en una energía útil.

11. Idea PRINCIPAL **Explica** por qué es imposible convertir el 100 por ciento de la energía química de un combustible fósil en energía eléctrica.

12. Infiere El calor específico del aluminio es 0.902 J/g°C, el del cobre es 0.389 J/g°C. Si se aplica la misma cantidad de calor a masas iguales de los dos metales ¿qué metal aumentará más su temperatura? Explica tu respuesta.

13. Calcula ¿Cuánto calor, en kilojoules, libera una reacción química que eleva 1.40°C la temperatura de 700 g de agua de un calorímetro?

14. Determina Usa la **tabla 20.3** como guía para calcular la eficiencia total de una planta de energía que tiene una eficiencia teórica máxima de 50 por ciento; imagina que todos los valores de eficiencias son los mismos que aparecen en la tabla.

15. Compara Usa la **tabla 20.2** como guía para comparar el contenido Calórico de 1 g de mantequilla con el de 1 g de espagueti. ¿Cuál alimento te proporciona más Calorías por gramo?

Química en línea **Self-Check Quiz** glencoe.com

Sección 20.3

Objetivos

- **Analizar** el proceso y la importancia de la fotosíntesis.
- **Comparar** la eficiencia energética de la fotosíntesis y de los procesos que producen electricidad.
- **Trazar** el seguimiento de cómo pasa la energía del Sol por toda la cadena alimenticia.

Revisión de vocabulario

caloría: el calor requerido para elevar la temperatura de 1 gramo de agua en 1°C

Vocabulario nuevo

fotosíntesis

Fotosíntesis

Idea PRINCIPAL La fotosíntesis es el proceso mediante el cual se transforma energía solar en energía química que se almacena en los enlaces de las moléculas biológicas.

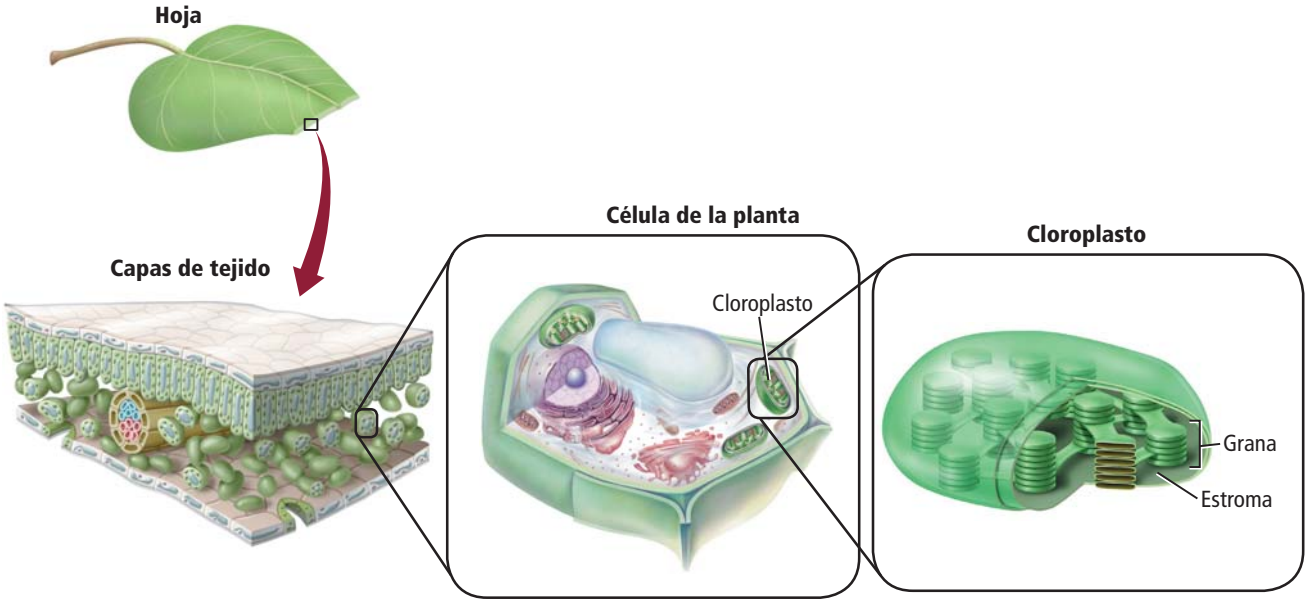
Vínculo con el mundo real Todos los organismos necesitan energía para sobrevivir y el Sol es la principal fuente de energía para la Tierra. De alguna manera, la energía del Sol se debe capturar como energía química para que los organismos vivos la puedan usar.

Los fundamentos de la fotosíntesis

El proceso de convertir la energía de la luz del Sol en energía química que pueda ser usada por las células, recibe el nombre de **fotosíntesis**. Las plantas y otros organismos fotosintéticos tienen, por lo menos, una característica en común: son verdes, que es el color de la clorofila. La clorofila de las células de las plantas y de las algas se encuentra en unos organelos que se llaman cloroplastos, como se muestra en la **figura 20.16**. En las bacterias fotosintéticas, la clorofila se encuentra en membranas que se extienden por toda la célula.

Sin importar dónde se localiza la clorofila, el proceso funciona de la misma manera. La clorofila absorbe luz y la convierte en energía química, disparando una serie de cambios complejos que en conjunto forman la fotosíntesis. A continuación vamos a estudiar detalladamente el proceso químico. Observa, conforme leas, que la mayoría de los cambios absorben energía.

Figura 20.16 La fotosíntesis ocurre dentro de organelos coloridos que se llaman cloroplastos. Los cloroplastos contienen clorofila, un pigmento verde que absorbe luz. La clorofila se localiza en pilas de membranas llamadas grana. Las moléculas de azúcar se sintetizan en el estroma, que es el líquido que rodea a la grana.



La química de la fotosíntesis

El proceso de fotosíntesis comprende diversas reacciones en las que, las plantas verdes y algunos otros organismos, forman carbohidratos a partir de dióxido de carbono y agua, usando la energía de la luz solar. La reacción neta que sucede en la fotosíntesis es aquella que produce azúcares sencillos y oxígeno gaseoso a partir de dióxido de carbono y agua. Por lo general, la ecuación balanceada se escribe de la siguiente manera.

$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

La fórmula $C_6H_{12}O_6$ representa a la glucosa, un azúcar sencillo. La fotosíntesis se divide en dos series de reacciones básicas, las reacciones luminosas y el ciclo de Calvin.

Las reacciones luminosas Cuando la luz llega a una molécula de clorofila, la energía de la luz se absorbe. La energía excita los electrones de la molécula, como se muestra en la **figura 20.17**. La molécula de clorofila libera un electrón con alta energía y transfiere parte de la energía a una molécula de ADP, difosfato de adenosina. Esto hace que el ADP se una a un tercer grupo fosfato para formar ATP, trifosfato de adenosina. Como recordarás del capítulo 19, el ATP es el principal almacén de energía de las células y también tiene un papel preponderante en la respiración.

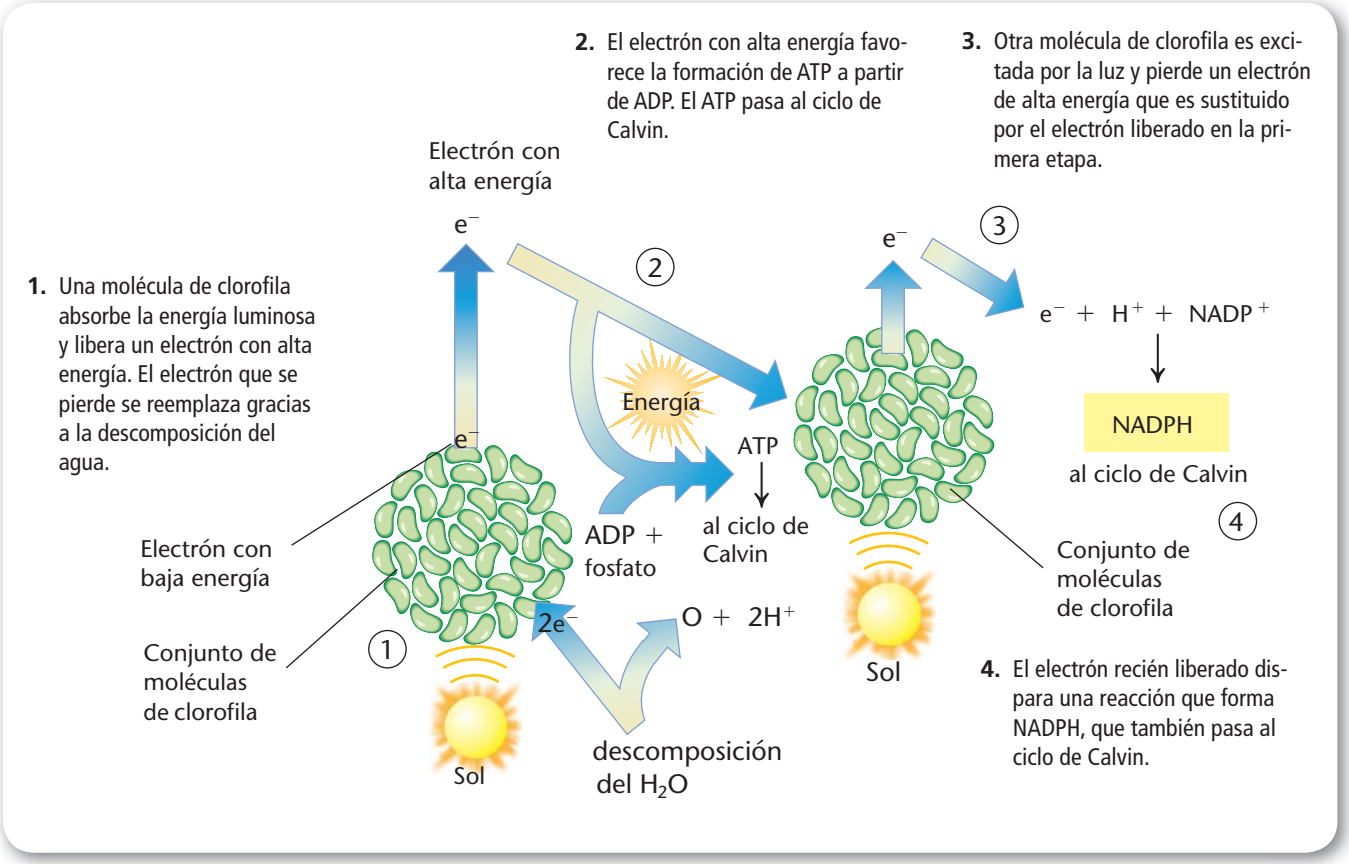
En el proceso que se muestra en la **figura 20.17** puedes observar que los electrones que pierde la clorofila en el primer paso regresan a ella mediante una reacción donde el agua se descompone en oxígeno elemental y iones hidrógeno. El oxígeno se libera a la atmósfera y, posteriormente, los organismos, incluyéndote a ti, lo pueden usar en la respiración.

VOCABULARIO

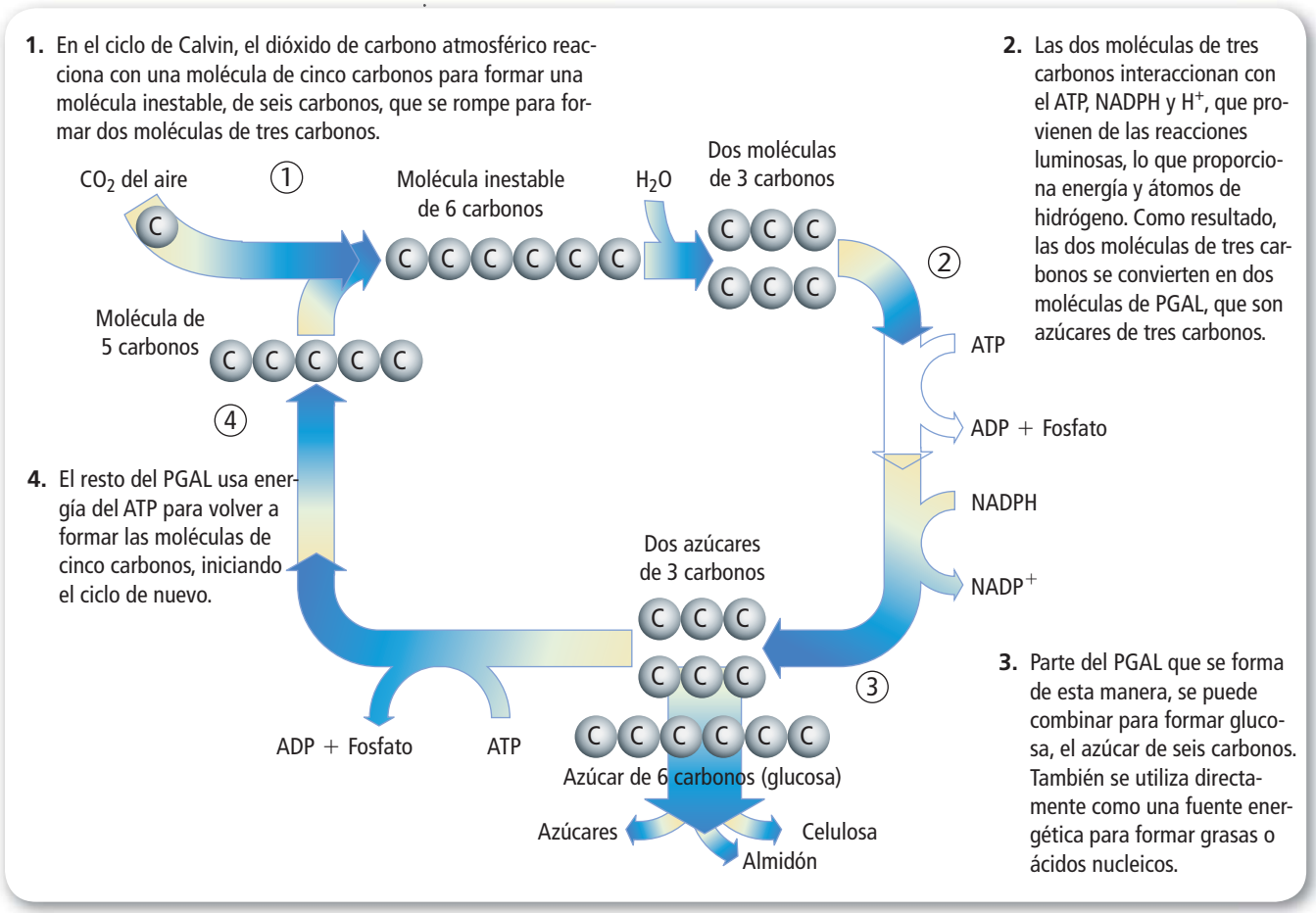
ORIGEN DE LA PALABRA

Clorofila
proviene del griego *chloros,* que significa *verde*, y *phyllon,* que significa *hoja*.

Química en línea
Personal Tutor Para una tutoría en línea sobre la fotosíntesis, visita glencoe.com.



■ **Figura 20.17** Las reacciones luminosas.
Infiere *¿Cuál es la fuente de energía para la fotosíntesis?*



■ **Figura 20.18** El ciclo de Calvin.

El electrón proveniente de la primera molécula de clorofila pierde su energía y se mueve para unirse con una molécula de clorofila diferente, que también absorbe energía luminosa, pero participa en una reacción diferente. El electrón que se transfirió reemplaza a un electrón que se excita con luz y que se libera de la molécula. Este nuevo electrón liberado interviene en otra reacción, en la que se forma una coenzima importante que se llama NADPH. El NADPH se origina a partir de NADP y de los iones hidrógeno que se liberaron por la ruptura del agua que ocurrió antes. Tanto el NADPH como el ATP que se forman como resultado de la primera absorción de energía, continúan hacia la segunda serie de reacciones, llamada ciclo de Calvin.

El ciclo de Calvin Una vez que las reacciones luminosas han producido ATP y NADPH, puede llevarse a cabo la segunda serie de reacciones de la fotosíntesis. Como se muestra en la **figura 20.18**, el ciclo de Calvin, que tiene lugar en el estroma de los cloroplastos, usa el ATP y NADPH que proviene de las reacciones luminosas así como el dióxido de carbono de los alrededores. Como resultado, se forman azúcares sencillos, como la glucosa.

En el ciclo de Calvin el ATP se convierte de nuevo en ADP y proporciona la energía para la serie de reacciones. En la primera de ellas, el NADPH pierde un ion hidrógeno y se convierte en NADP. El ion hidrógeno del NADPH, junto con otros iones H^+ que se producen durante las reacciones luminosas, proporcionan el hidrógeno para la síntesis de azúcares. El carbono y el oxígeno de los azúcares provienen, principalmente, del dióxido de carbono.

Figura 20.19
Fundamentalmente, el Sol es la fuente de energía y la fotosíntesis es el proceso que la captura y hace posible la vida.

El roble absorbe energía del Sol y la almacena en las moléculas que forma durante la fotosíntesis. La energía almacenada le permite realizar las funciones esenciales.

Cuando los animales que se alimentan de plantas, como las orugas, consumen las hojas del roble, pueden descomponer las moléculas almacenadoras de energía, que contienen las hojas, y liberan la energía para sus propias funciones vitales.

Cuando los animales que se alimentan de carne, como ciertas aves, comen animales que se nutren de las plantas, utilizan la energía que está contenida en ellos.

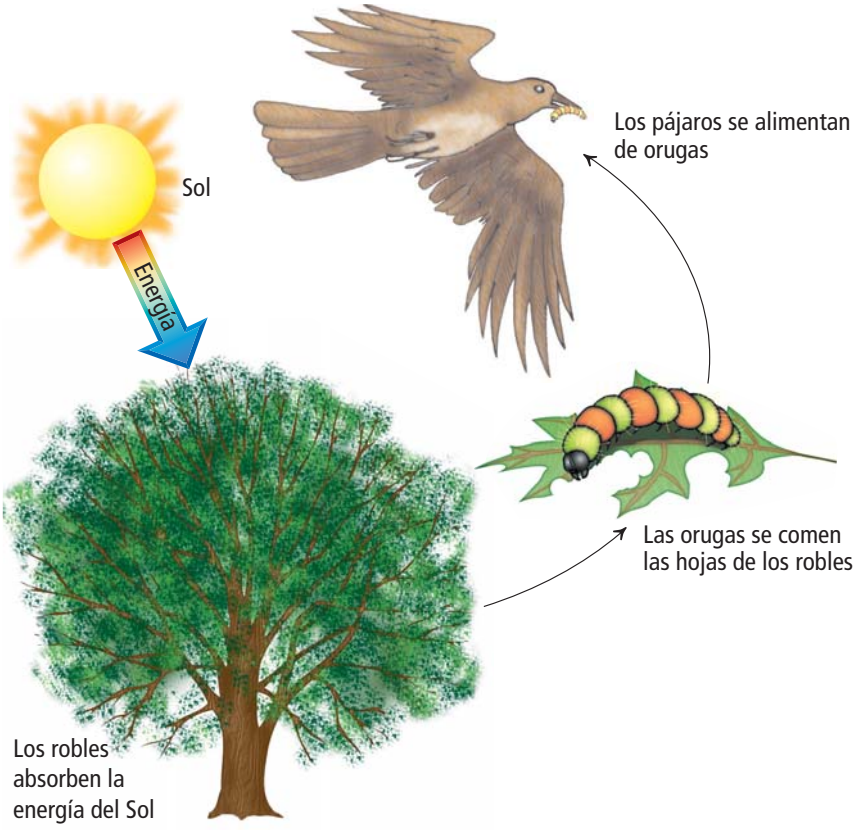


Figura 20.20 Este químico pasó 15 días en una cámara sellada. Su oxígeno fue suministrado gracias a la fotosíntesis que realizaron una gran cantidad de plantas de trigo, mientras que el dióxido de carbono necesario para la fotosíntesis provino de su respiración. Experimentos como éste constituyen un punto inicial para determinar si los humanos podrían vivir en una cámara semejante, aunque más grande, en la Luna o en otro planeta.

La energía y el papel de la fotosíntesis

Como ya leíste, la mayoría de las reacciones que ocurren durante la fotosíntesis son endotérmicas. La energía absorbida se almacena usándola para sintetizar moléculas de alta energía. Sólo los organismos con clorofila pueden llevar a cabo la fotosíntesis y producir esas moléculas de alta energía que necesitan para sobrevivir. Los animales que comen esos organismos obtienen, de ellos, la energía necesaria, como se muestra en la **figura 20.19**. Por tanto, la fotosíntesis es proceso primordial de almacenamiento químico de la energía que necesitan todos los organismos de la cadena alimenticia. Debido a esto, podrías describir a la fotosíntesis como el punto de entrada de la energía para la vida terrestre, como se describe en la **figura 20.20**.

La organización y el mantenimiento de tu organismo, y de cualquier otro, depende de la energía que se usa para producir cambios químicos. Sin embargo, la energía no es el único factor que interviene en los cambios de los sistemas. También interviene la entropía. Los sistemas tienen una tendencia natural hacia el aumento del desorden. Sin embargo, los organismos vivos son muy ordenados y en muchos de los procesos que se llevan a cabo en ellos, como la construcción de moléculas más complejas, implican disminución de la entropía en lugar de aumento.

Entonces, ¿cómo es posible, para los organismos, vencer la tendencia al desorden y mantener sus estructuras complejas y sus funciones vitales? El secreto de su éxito está en su capacidad para absorber energía de fuentes externas, como la luz y los alimentos. Estas fuentes externas continúan suministrando la energía necesaria para mantener funcionando los procesos que, de otra forma, serían no espontáneos.

Cuando el organismo convierte la energía química almacenada en otros usos, durante la respiración, se produce calor. El calor, si se acumula, podría conducir a un aumento destructivo de la entropía y a la ruptura de las estructuras y funciones. Parte del calor que se produce se irradia al ambiente. El calor liberado aumenta la entropía de los alrededores más que la del cuerpo. De esta forma, la baja entropía de los organismos vivos se mantiene parcialmente a expensas de la entropía de los alrededores. La imagen de la **figura 20.21** muestra el patrón de calor que se irradia de las manos y los brazos de una persona.

Si alguna vez has sentido frío y has tenido que ponerte ropa extra para mantenerte caliente, quizás estés pensando que el calor radiante no siempre es la respuesta. Si la temperatura corporal interna disminuye o aumenta por más de unos cuantos grados, puede haber resultados mortales. Para poderse mantener vivos, los organismos vivos requieren que la temperatura se mantenga en un pequeño intervalo. En los organismos de sangre caliente, como los humanos, parte del calor que se produce durante la respiración se retiene en el cuerpo, y se usa para mantener una temperatura constante. Mantener el balance necesario entre calor y frío ayuda a que varios procesos bioquímicos se lleven a cabo a las velocidades requeridas.

Conexión de ideas

En esta sección aprendiste que la fotosíntesis convierte la energía luminosa del Sol en energía química que mantiene nuestras vidas. Pero, ¿de dónde viene la energía del Sol? El Sol es una estrella muy grande que pesa más de 300 000 veces lo que pesa la Tierra y que contiene 99.8 por ciento de la masa total del sistema solar. Sin embargo, los procesos químicos estándar, como la combustión de la madera o del azúcar, incluso en esta escala masiva, no podrían suministrar tanta cantidad de energía y por tanto tiempo como lo hace el Sol. En el siguiente capítulo estudiarás las reacciones nucleares, que constituyen la fuente de energía del Sol.

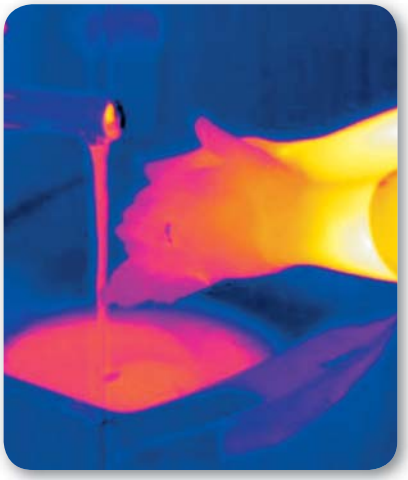


Figura 20.21 Las actividades metabólicas producen calor, parte del cual es irradiado a los alrededores. En esta imagen térmica, el color blanco indica las áreas más calientes, mientras que el color azul indica las más frías. El color rojo señala una temperatura intermedia.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para seguir practicando con el proceso de la fotosíntesis, revisa los problemas adicionales de la página 842.

Sección 20.3 Evaluación

Resumen de la sección

- La fotosíntesis es el proceso mediante el cual las plantas usan la energía solar para producir carbohidratos simples.
- Las reacciones que suceden durante la fotosíntesis incluyen las reacciones luminosas y el ciclo de Calvin. La mayoría de las reacciones que ocurren durante este proceso son endotérmicas.
- El resultado de la fotosíntesis proporciona la energía para la vida en la Tierra.

16. Idea PRINCIPAL **Resume** Explica por qué un animal carnívoro, como un águila, depende de la fotosíntesis para obtener su energía.

17. Infiere Las plantas se ven verdes porque sus hojas reflejan la luz verde y la amarilla. Explica lo que le sucede a la energía de la luz con longitudes de onda que no se reflejan.

18. Explica ¿Cómo funciona la clorofila en la fotosíntesis?

19. Identifica los dos compuestos simples que las plantas necesitan tomar del medio ambiente para poder llevar a cabo la fotosíntesis.

20. Predice ¿Cuál sería el efecto en la atmósfera terrestre si todas las plantas estuvieran temporalmente incapacitadas para llevar a cabo el proceso de fotosíntesis?

21. Compara el proceso de la fotosíntesis con el proceso de la respiración, del capítulo 19. Explica por qué se consideran como procesos contrarios.

22. Compara ¿En qué se diferencian el proceso mediante el cual las plantas obtienen azúcares del proceso por el cual la mayoría de los otros organismos obtienen azúcares?

CAPÍTULO 20

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea Aunque cuando se forman enlaces se libera energía, también se necesita suministrar energía para que los enlaces se rompan.

Sección 20.1 Cambios de energía en las reacciones químicas

Idea PRINCIPAL Las reacciones exotérmicas liberan energía y las reacciones endotérmicas absorben energía.

Vocabulario

- calor (p. 704)
- combustible fósil (p. 709)
- entropía (p. 713)
- ley de la conservación de la energía (p. 707)

Conceptos clave

- Las reacciones químicas se clasifican en endotérmicas y exotérmicas.
- La energía se puede convertir de una forma en otra, pero no se puede crear o destruir.
- La energía de activación es la que se necesita para iniciar una reacción.
- Una reacción química espontánea es aquella reacción que, una vez que inicia, ocurre sin que se requiera una intervención externa.
- La entropía es una medida de la dispersión de la energía.

Sección 20.2 Medición y uso de los cambios de energía

Idea PRINCIPAL La energía que está almacenada en los enlaces químicos se puede convertir en otras formas de energía para satisfacer las necesidades de las personas y de las sociedades.

Vocabulario

- caloría (p. 717)
- Caloría (p. 717)
- kilocaloría (p. 717)

Conceptos clave

- Las reacciones químicas son una fuente de energía porque la energía de los enlaces químicos se puede convertir en calor, luz o energía eléctrica.
- Los cambios de calor se pueden medir mediante la calorimetría.
- Siempre que la energía se convierte de una forma a otra, se pierde energía, es decir, calor. Generalmente, la energía perdida no puede usarse de nuevo o convertirse en una energía útil.

Sección 20.3 Fotosíntesis

Idea PRINCIPAL La fotosíntesis es el proceso mediante el cual se transforma energía solar en energía química que se almacena en los enlaces de las moléculas biológicas.

Vocabulario

- fotosíntesis (p. 729)

Conceptos clave

- La fotosíntesis es el proceso mediante el cual las plantas usan la energía solar para producir carbohidratos simples.
- Las reacciones que suceden durante la fotosíntesis incluyen las reacciones luminosas y el ciclo de Calvin. La mayoría de las reacciones que ocurren durante este proceso son endotérmicas.
- El resultado de la fotosíntesis proporciona la energía para la vida en la Tierra.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

23. En términos de energía y del tipo de reacción, ¿cuál es la diferencia entre un valor positivo y uno negativo de ΔH?

24. ¿Por qué se necesita suministrar energía externa para empezar la mayoría de las reacciones exotérmicas pero no para mantenerlas?

25. ¿Por qué se necesita energía para mantener a la mayoría de las reacciones endotérmicas?

26. El nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso para formar amoniaco gaseoso (NH_3). El calor de la reacción es –46 kJ/mol de NH_3. Escribe una ecuación química balanceada que incluya el calor de reacción. La reacción, ¿es exotérmica o endotérmica?

27. ¿Qué significa entropía? Explica por qué disolver sal de mesa (NaCl) en agua aumenta la entropía, pero disolver oxígeno gaseoso en el agua disminuye la entropía.

28. En términos de orden y desorden, ¿en qué dirección proceden la mayoría de los procesos naturales?

29. Describe la tendencia general de las reacciones espontáneas en términos de cambio de entropía y de energía.

30. Las sustancias como la nitroglicerina son explosivos poderosos debido en parte a que son químicamente inestables. Usa la siguiente ecuación, así como los conceptos de energía, entropía y espontaneidad, para explicar por qué la nitroglicerina es inestable.

$$4C_3H_5(NO_3)_3(l) \rightarrow 6N_2(g) + O_2(g) + 12\,CO_2(g) + 10H_2O(g)$$

$$\Delta H = -5\,700\text{ kJ}$$

31. Explica cómo un automóvil convierte la energía de una forma a otra.

32. La eficiencia de un motor de automóvil se mejora calentando el interior del automóvil. ¿Por qué es así?

33. Imagina que una planta de energía de carbón convierte energía del carbón a energía eléctrica con una eficiencia de 36 por ciento. ¿Cuántos kilojoules de energía del carbón se necesitan para producir 1.0 kJ de energía eléctrica?

Aplicación de conceptos

Química y tecnología

34. Explica por qué la basura podría ser un excelente combustible para la producción de electricidad.

Cómo funciona

35. Un empaque caliente reutilizable contiene una solución sobresaturada de una sal y un disco metálico. Cuando el disco metálico se dobla, el soluto empieza a cristalizar y libera calor. El empaque se puede regenerar calentándolo en agua hirviendo, que hace que la sal se disuelva de nuevo. ¿Cómo puedes explicar el calor que libera este tipo de empaque?

Química cotidiana

36. Escribe las ecuaciones balanceadas de las siguientes reacciones que se llevan a cabo en los convertidores catalíticos: **a)** la ruptura del monóxido de nitrógeno en oxígeno y nitrógeno y **b)** la reacción del monóxido de carbono con oxígeno para producir dióxido de carbono.

Conexión con Ciencias de la Tierra

37. Cuando se calientan minerales que contienen cobre durante la refinación, el compuesto sólido $CuFeS_2$ se combina con oxígeno gaseoso para formar los sólidos sulfuro de cobre(II) y óxido de hierro(II), además de dióxido de azufre gaseosos. Escribe una ecuación balanceada para esta reacción.

Razonamiento crítico

Interpreta los datos

38. QuimiLab Durante un experimento, se queman dos alimentos diferentes en un calorímetro. Los datos obtenidos del experimento se muestran en la **tabla 20.4**. ¿Qué alimento libera más calor por gramo?

Tabla 20.4 Datos calorimétricos

	Masa (g)	Calor liberado (Calorías)
Muestra 1	6.0	25
Muestra 2	2.1	9.0

Capítulo 20 Evaluación

Relaciona causa y efecto

39. MiniLab 1 ¿Cuál de estos factores, la entropía o el calor adicionado, o ambos, promueve la disolución en agua de un sólido que se disuelve espontáneamente de manera endotérmica? ¿Cuál factor promueve la disolución en agua de un sólido que se disuelve espontáneamente de manera exotérmica?

Infiere

40. MiniLab 2 Cierta reacción se efectúa hacia adelante con una ΔH de 216 kJ. ¿La reacción inversa será endotérmica o exotérmica? ¿Cuál será el valor de ΔH para la reacción inversa?

Revisión acumulativa

41. Identifica cada una de las siguientes propiedades de la sustancia mencionada como una propiedad química o física. (*Capítulo 1*)
- **a)** El elemento mercurio tiene una densidad alta.
- **b)** A temperatura ambiente, el dióxido de carbono sólido cambia a dióxido de carbono gaseoso sin pasar a través del estado líquido.
- **c)** El hierro se oxida cuando se expone al aire húmedo.
- **d)** La sacarosa es un sólido blanco cristalino.

42. Distingue entre número atómico y número de masa. ¿Cómo se comparan estos valores para los isótopos de un elemento? (*Capítulo 2*)

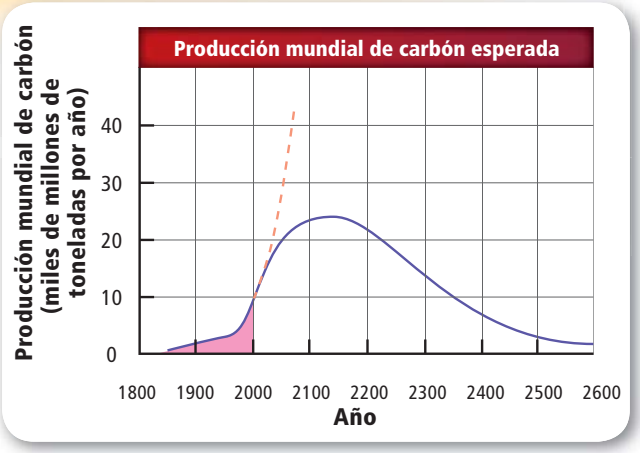
43. Clasifica cada uno de los siguientes elementos como un metal, un no metal o un metaloide. (*Capítulo 3*)
- **a)** molibdeno
- **b)** bromo
- **c)** arsénico
- **d)** neón

44. ¿Por qué el segundo periodo de la tabla periódica contiene ocho elementos? (*Capítulo 7*)

45. Explica por qué los metales como el zinc, el aluminio y el magnesio son resistentes a la corrosión, mientras que el hierro no lo es. (*Capítulo 8*)

46. Compara y contrasta las características físicas de los diferentes estados de la materia. (*Capítulo 10*)

Prueba de habilidades



■ **Figura 20.22**

47. Uso de una gráfica La gráfica de la **figura 20.22** muestra la producción mundial de carbón de hulla (línea sólida) que se espera tener hasta el agotamiento de las reservas y también presenta la demanda de carbón (línea punteada). Usa la gráfica para contestar las siguientes preguntas.
- **a)** ¿Cuánto tiempo más puede continuar la velocidad actual de crecimiento en el consumo de carbón?
- **b)** ¿En qué año se alcanzará la máxima producción de carbón y cuánto carbón se producirá ese año?
- **c)** ¿Cómo es la cantidad de carbón producida en 1900 comparada con la producción en el año pico?

ESCRIBIENDO Química

48. Investiga el significado del término *contaminación térmica*. Escribe un artículo noticioso que explique las posibles fuentes y efectos de este tipo de contaminación, en la operación de una planta de energía de carbón. Puedes usar la **figura 20.12** como ayuda.

Resolución de problemas

49. Un combustible orgánico se quema en un calorímetro. La reacción libera 194 kJ de calor. Si la temperatura inicial del agua era de 21.0°C y la temperatura final fue de 51.9°C, ¿qué cantidad de agua había en el calorímetro?

Acumulativo

Cuestionario de repaso

Usa la tabla que aparece a continuación, para resolver las preguntas 1 a 3.

Reacción química	Calor de reacción (kJ/mol)
$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2FeO_3(s)$	–1 625
$NH_4NO_3(s) \longrightarrow NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$	+27
$C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$	–2 808
$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g)$	+40.7

1. La oxidación de un clavo de hierro, donde el hierro reacciona con oxígeno es una
- **a)** reacción de descomposición.
- **b)** reacción de desplazamiento.
- **c)** reacción endotérmica.
- **d)** reacción exotérmica.

2. ¿Cuánta energía se requiere para convertir 0.500 L de agua en vapor, a 100°C?
- **a)** 1.1 kJ
- **b)** 20.35 kJ
- **c)** 732.6 kJ
- **d)** 1 130 kJ

3. ¿Cuál es el calor de reacción para la producción de 360 g de glucosa durante el proceso de fotosíntesis?
- **a)** 2 800 kJ
- **b)** –2 800 kJ
- **c)** 5 600 kJ
- **d)** –5 600 kJ

4. ¿Qué compuesto es un anhídrido básico?
- **a)** CO_2
- **b)** SO_2
- **c)** CaO
- **d)** NO_2

5. Una solución de HCl 0.600*M* se usa para titular 15.00 mL de una solución de KOH. El punto final de la titulación se alcanza después de la adición de 27.13 mL de HCl. ¿Cuál es la concentración de la solución de KOH?
- **a)** 9.000*M*
- **b)** 1.09*M*
- **c)** 0.332*M*
- **d)** 0.0163*M*

6. ¿Por qué la corriente eléctrica fluye entre los dos electrodos de una batería hecha con un limón?
- **a)** Los dos electrodos tienen una diferencia de potencial y eso mantiene un flujo de electrones del ánodo al cátodo.
- **b)** Los dos electrodos tienen una diferencia de potencial y eso mantiene un flujo de electrones del cátodo al ánodo.
- **c)** Una batería conectada a los dos electrodos crea una equivalencia de potenciales entre los dos diferentes metales.
- **d)** Una batería conectada a los dos electrodos crea una diferencia de potencial entre los dos diferentes metales.

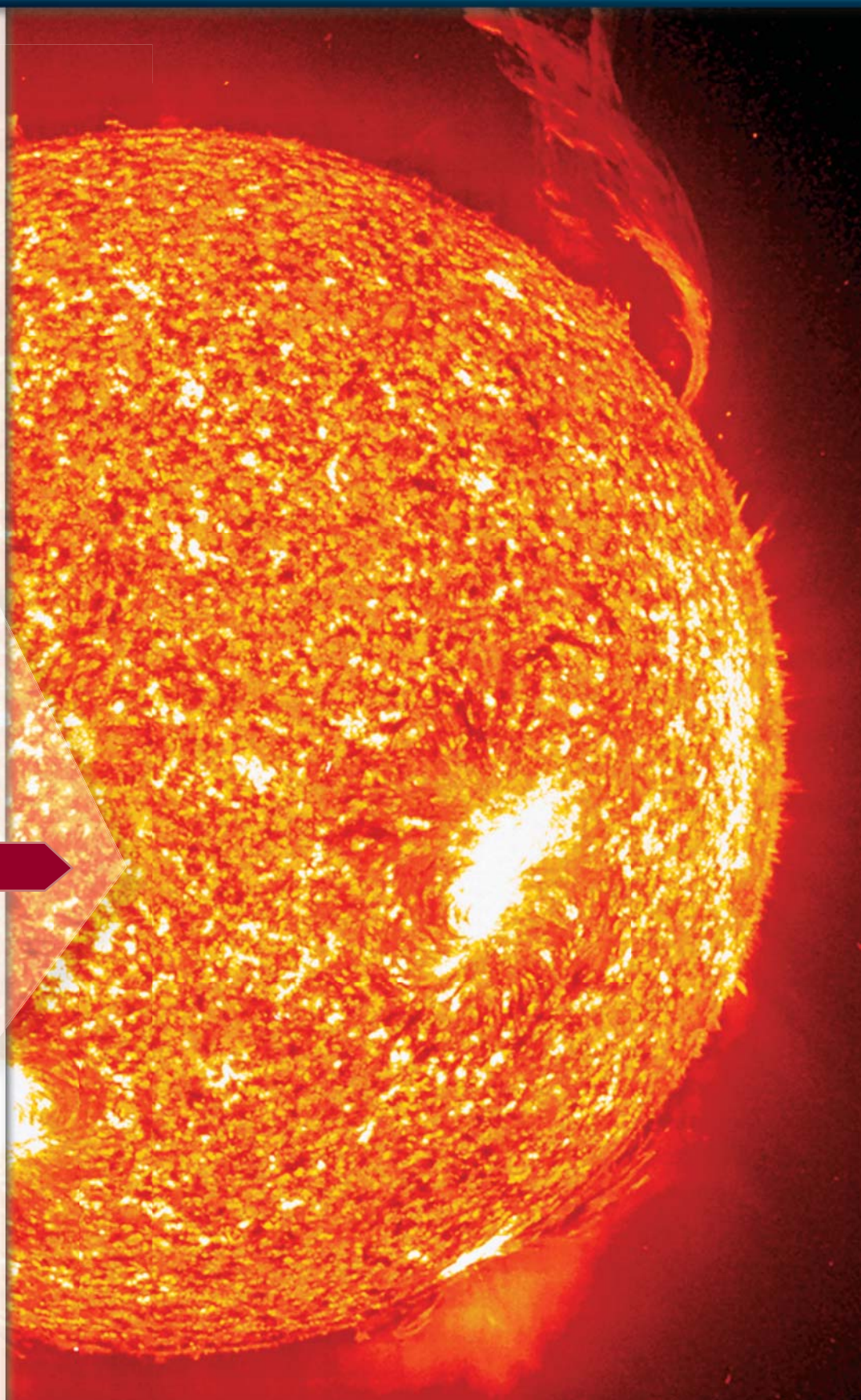
7. Los isómeros son
- **a)** compuestos que tienen la misma fórmula química pero diferente estructura.
- **b)** compuestos que tienen la misma estructura pero diferente fórmula química.
- **c)** compuestos que tienen el mismo número de átomos de carbono pero diferentes tipos de enlace.
- **d)** compuestos que tienen un número diferente de átomos de carbono pero la misma estructura.

8. ¿Cuál de los siguientes enunciados sobre enzimas NO es verdadero?
- **a)** Las enzimas aceleran reacciones químicas, durante las cuales se alteran su estructura y su composición química.
- **b)** Las enzimas proveen sitios de unión en su estructura tridimensional, donde los sustratos se pueden unir.
- **c)** Los sitios activos alteran su forma inicial para adaptarse a la forma estructural de un sustrato, una vez que éste se une al sitio.
- **d)** Las enzimas incrementan dramáticamente la velocidad de una reacción, pero no pueden lograr que ocurra una reacción no espontánea.

¿NECESITAS AYUDA?								
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8
Repasa la sección . . .	20.1	20.1	20.1	14.1	15.2	17.1	18.1	19.1

CAPÍTULO 21

Química nuclear



GRAN Idea **La química nuclear tiene un gran número de aplicaciones, que van desde la producción de electricidad, hasta el diagnóstico y tratamiento de enfermedades.**

21.1 Tipos de radiactividad

Idea PRINCIPAL Las radiaciones alfa, beta y gamma son tres tipos de radiación que son emitidas por núcleos inestables cuando decaen para formar núcleos estables.

21.2 Las reacciones nucleares y la energía

Idea PRINCIPAL La fisión y la fusión liberan grandes cantidades de energía.

21.3 Herramientas nucleares

Idea PRINCIPAL La radiación tiene muchas aplicaciones útiles, pero también causa efectos biológicos dañinos.

Hechos químicos

- La composición en masa del Sol es 70 por ciento hidrógeno, 28 por ciento helio y 2 por ciento otros elementos.
- La temperatura y la presión en el centro del Sol son tan altas que ocurren reacciones termonucleares en las que los núcleos de hidrógeno se combinan entre sí para formar núcleos de helio.
- Las reacciones termonucleares producen calor y energía luminosa que hacen posible la vida en la Tierra.

INTRO Lab

El poder penetrante de la radiación

Las radiaciones alfa, beta y gamma se diferencian entre sí por su capacidad de penetrar diferentes materiales. ¿Qué tipos de materiales pueden bloquear estos tipos de radiación?

Materiales

- contador Geiger
- fuentes de radiación alfa, beta y gamma
- pantallas protectoras: hoja blanca de papel, pedazo de papel aluminio y una lámina delgada de plomo.

Procedimiento

PRECAUCIÓN *Lávate muy bien las manos y los brazos después de manipular las fuentes de radiación. No manipules las fuentes de radiación si tienes alguna herida en la piel en las manos. Informa inmediatamente cualquier daño que ocurra a cualquiera de las fuentes de radiación.*

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Consigue la fuente de radiación alfa. Lentamente, colócala cerca del contador Geiger, pero sin que lo toque. Anota la lectura del contador Geiger. Repite el procedimiento tres veces más, cada vez sosteniendo una pantalla protectora distinta entre el detector y la fuente de radiación alfa.
3. Repite el paso 2 para las fuentes de radiación beta y gamma.

Análisis

1. **Elabora** una tabla en la que indiques qué tipo de pantalla fue efectiva para bloquear cada uno de los tipos de radiación.
2. **Infiere** ¿Qué tipo de radiación sería la más útil para medir el espesor de una hoja de papel?

Indaga ¿La distancia también afecta la cantidad de radiación que llega al contador Geiger? Desarrolla un procedimiento experimental que te permita examinar los efectos que tienen en la lectura del detector, tanto las diferentes pantallas protectoras como la distancia de la fuente radiactiva.

FOLDABLES® Organizador de estudio

Tipos de radiación Elabora el siguiente organizador plegable (foldable) para ayudarte a organizar la información sobre los distintos tipos de radiación.

PASO 1 Coloca dos hojas de papel una sobre otra y desfasa la de arriba dos centímetros de manera vertical.

PASO 2 Dobla las hojas de papel para obtener cuatro pestañas iguales. Repasa con los dedos varias veces el doblez para así asegurarte de que las pestañas se quedarán fijas.

PASO 3 Engrapa a lo largo del doblez. Etiqueta cada pestaña con las palabras *Gamma*, *Beta* y *Alfa*. En la pestaña de enfrente escribe *Tipos de radiación*.

FOLDABLES **Usa este organizador plegable en la sección 21.1.** Conforme leas, escribe en estas hojas lo que le sucede a un núcleo durante cada tipo de decaimiento. Incluye ejemplos y ecuaciones representativas.

Química en línea

Visita glencoe.com para:

- estudiar en línea todo el capítulo
- explorar los Concepts in Motion
- realizar exámenes de autoevaluación (Self-Check Quizzes)
- usar los tutores personales (Personal Tutors)
- tener acceso a ligas Web con más información, proyectos y actividades
- encontrar una versión en línea del Laboratorio en Casa (Try at Home Lab), *Modelo de fusión*

Sección 21.1

Objetivos

- **Analizar** las fuentes comunes de la radiación de fondo.
- **Comparar y contrastar** las radiaciones alfa, beta y gamma.
- **Aplicar** el concepto de vida media de un elemento radiactivo.

Revisión de vocabulario

fotosíntesis: proceso que usan ciertos organismos para capturar energía solar

Vocabulario nuevo

radiactividad
partícula alfa
partícula beta
rayos gamma
vida media

Tipos de radiactividad

Idea PRINCIPAL Las radiaciones alfa, beta y gamma son tres tipos de radiación que son emitidas por núcleos inestables cuando decaen para formar núcleos estables.

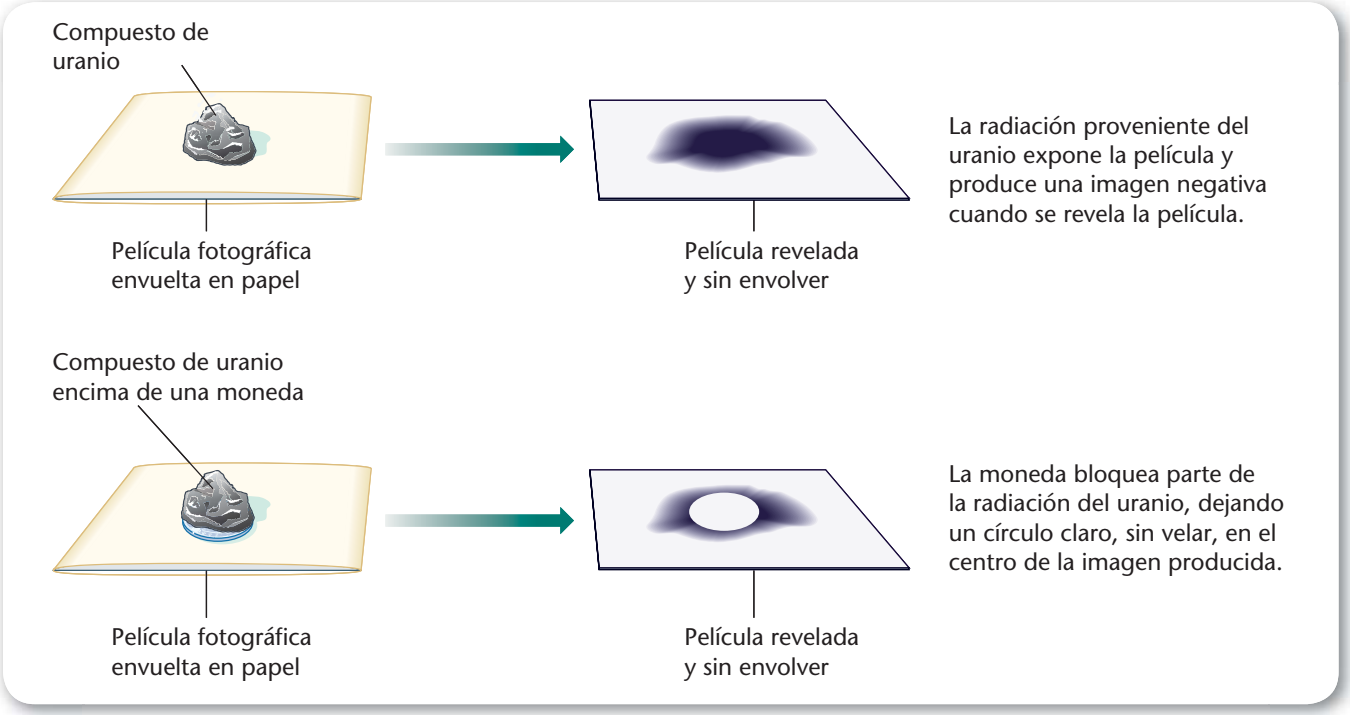
Vínculo con el mundo real Si te despiertas cuando aún está oscuro, los números brillantes de tu reloj te servirán para saber qué hora es. Muchos relojes utilizan algún tipo de radiación para que sus números brillen en la oscuridad. La palabra *radiación* puede hacer que de inmediato pienses en plantas de energía nuclear o en sustancias peligrosas y altamente radiactivas. Sin embargo, hay otros tipos de radiación, menos peligrosas, que se usan de manera común en objetos de uso cotidiano, como los relojes.

Descubrimiento de la radiactividad

Posiblemente estás familiarizado con los novedosos objetos que brillan en la oscuridad, o incluso, hasta tienes uno de esos mapas de constelaciones que se pegan en el techo, con estrellas que emiten un resplandor verdoso cuando se apaga la luz de la habitación. ¿Te has preguntado qué hace brillar a las estrellas de esos mapas? El material que tienen es una forma fosforescente del compuesto sulfuro de zinc, lo cual significa que después de que se exponen a la luz, continúan emitiendo la luz que han absorbido, como se muestra en la **figura 21.1**.

Un científico francés llamado Henri Becquerel estudiaba un compuesto fosforescente de uranio en 1896, cuando por accidente hizo un descubrimiento que cambió el curso de la historia. Becquerel estaba probando el compuesto para ver si la fosforescencia era lo que ocasionaba un tipo de radiación electromagnética que se había descubierto recientemente, los rayos X. Después de exponer la muestra a la luz solar, colocó cerca de ella una película fotográfica envuelta en papel. De haber existido, los rayos X hubieran traspasado el papel y velado la película, imprimiendo una imagen de la muestra, tal y como ocurre cuando te toman una radiografía de un diente y los rayos X generan una imagen del diente en la película. Becquerel descubrió la imagen que esperaba. Al principio concluyó que los rayos X eran los responsables de que la película se velara y que el uranio emitía estos rayos debido a la luz solar absorbida.

Figura 21.1 Cuando se irradia luz sobre un material fosforescente, como el de estas figuras que se encuentran en la cara de un reloj, la energía absorbida lleva a los electrones de los átomos a niveles superiores de energía. Cuando los electrones regresan a niveles más bajos de energía, la energía sobrante se emite en forma de luz. El brillo desaparece poco a poco, cuando los electrones regresan a su configuración más estable.



■ **Figura 21.2** Becquerel descubrió que los compuestos de uranio emiten radiación en forma espontánea, que puede atravesar la envoltura de papel y producir una imagen en la película. También encontró que una moneda evita que la radiación llegue a la película, ya que produce un círculo claro y no velado en la imagen.

Radiación, no fosforescencia Sin embargo, un descubrimiento posterior contradijo la conclusión de que los rayos X generados por la absorción de luz eran los responsables de la imagen producida en la película fotográfica. Becquerel reveló un trozo de película envuelta en papel que había estado guardada en un cajón junto con un cristal de uranio. No esperaba ver una imagen en la película porque la muestra de uranio no había sido expuesta a la luz solar o a otra fuente de energía. Pero, para su sorpresa, la película tenía la imagen del cristal. La **figura 21.2** resume los experimentos que llevó a cabo Becquerel con el uranio.

¿Qué fue lo que provocó que el uranio emitiera radiación? No se había expuesto a la luz, así que la radiación no se debía a la fosforescencia. ¿Se había producido una reacción química? No se conocían reacciones químicas que produjeran este efecto. Becquerel sospechó que el uranio emitía algún tipo de radiación de manera espontánea. ¿La radiación era igual que los rayos X? Nadie podía asegurarlo. Si así fuera, era extraño que los rayos se hubieran producido sin haber aplicado energía a la muestra, que por lo general se necesita para producir rayos X.

Los Curie Becquerel se reunió con Marie y Pierre Curie para analizar y estudiar el problema. Su conclusión fue que en los átomos de uranio se había llevado a cabo una reacción nuclear. A esta emisión espontánea de radiación por un núcleo atómico inestable, Marie Curie le dio el nombre de radiactividad. La **radiactividad** es la emisión espontánea de radiación por un núcleo atómico inestable.

Por primera vez se habían observado e interpretado correctamente los efectos de los cambios ocurridos en el núcleo de un átomo. Los Curie continuaron estudiando las propiedades de la radiactividad y descubrieron otros elementos distintos al uranio que también emiten radiación. Por ejemplo, la **figura 21.3** muestra una imagen producida con sales radiactivas de radio. Henri Becquerel y los Curie recibieron el Premio Nobel de Física en 1903 como reconocimiento a su importante trabajo.

■ **Figura 21.3** Se colocan sales de radio sobre una placa fotográfica cubierta con una emulsión especial. Cuando se revela la placa, la emulsión muestra las marcas oscuras que generó la radiación emitida por las sales de radio.

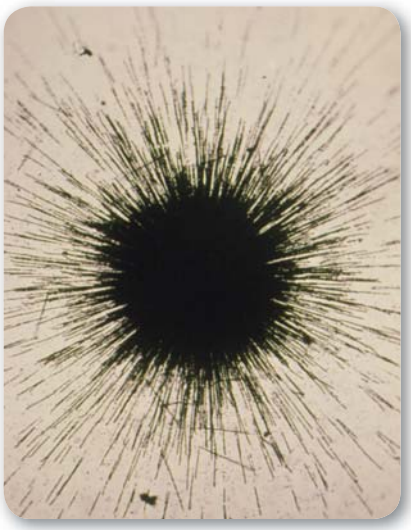


Tabla 21.1 **Comparación entre reacciones químicas y nucleares**

Reacciones químicas		Reacciones nucleares	
	• Ocurren cuando se rompen y forman enlaces. • En ellas sólo participan los electrones de valencia. • Están asociadas con pequeños cambios de energía. • Los átomos siguen conservando su identidad, aunque ganan, pierden o comparten electrones para formar nuevas sustancias. • La temperatura, presión, concentración y presencia de catalizadores afectan las velocidades de reacción.		• Ocurren cuando los núcleos se combinan, se dividen, o emiten radiación. • En ellas pueden participar protones, neutrones y electrones. • Están asociadas con grandes cambios de energía. • Los átomos de un elemento se convierten, frecuentemente, en átomos de otro elemento. • La temperatura, presión, concentración y presencia de catalizadores afectan, por lo general, las velocidades de reacción.

Concepts In Motion

Interactive Table Explora las reacciones químicas y nucleares, en glencoe.com.

Notación nuclear

En las reacciones nucleares participan los protones y neutrones que se encuentran en el núcleo. Durante las reacciones nucleares, un núcleo puede perder o ganar protones y neutrones. Aumentar o disminuir el número de protones cambia la identidad de un elemento. En las reacciones nucleares, los átomos de un elemento se convierten en átomos de otro elemento. En la **tabla 21.1** se comparan las reacciones químicas con las reacciones nucleares.

Puedes representar los cambios nucleares mediante ecuaciones, tal y como lo haces con las reacciones químicas. Los reactivos van a la izquierda y los productos van a la derecha de la ecuación, precedidos por una flecha. Sin embargo, ahora debes considerar el núcleo de los elementos como reactivos y productos.

Al escribir las ecuaciones nucleares es importante indicar los isótopos de los elementos con los que estás trabajando. Por ejemplo, el elemento carbono tiene tres isótopos naturales, cada uno con masas atómicas distintas: carbono-12, carbono-13 y carbono-14. Dos de ellos, el carbono-12 y el carbono-13, son isótopos estables no radiactivos. Sin embargo, el carbono-14 es inestable y radiactivo. Para distinguir a los isótopos, escribe el número de masa como superíndice y el número atómico como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Los tres isótopos del carbono se representan como ${}^{12}_{6}C$, ${}^{13}_{6}C$ y ${}^{14}_{6}C$. Cada uno de los isótopos tiene seis protones, pero el carbono-12 tiene en total 12 protones y neutrones, el carbono-13 tiene 13 y el carbono-14 tiene 14. En la **figura 21.4** se ilustran los isótopos del carbono y del hidrógeno.

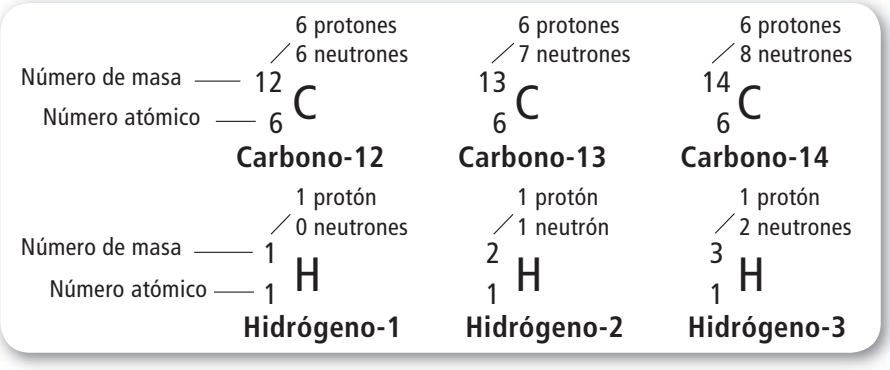


Figura 21.4 Los números que aparecen como superíndices y subíndices se usan para indicar los números de masa y los números atómicos de los isótopos. Aquí se representan los isótopos del carbono y del hidrógeno.

Decaimiento radiactivo

La liberación de radiación por los isótopos radiactivos —o radioisótopos— se conoce como decaimiento. Aunque los núcleos de los radioisótopos son inestables, no todos los núcleos decaen en la misma manera. Algunos emiten radiación más potente que otros o distinto tipo de radiación. Entre 1896 y 1903, los científicos descubrieron tres tipos de radiación nuclear, cada una de las cuales transforma al núcleo de distinta manera. A estos tres tipos de radiación se les denominó con las tres primeras letras del alfabeto griego: alfa (α), beta (β) y gamma (γ).

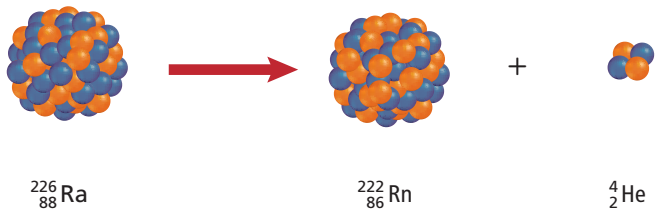
Decaimiento alfa La radiación alfa consiste en un flujo de partículas alfa. Las **partículas alfa** son núcleos de helio que constan de dos protones y dos neutrones, se pueden representar como $^{4}_{2}\text{He}$ o simplemente α. Su tamaño y carga relativamente grandes, comparadas con las otras formas de radiación, ocasiona que con mucha frecuencia choquen con los átomos del aire y los objetos que encuentran. La radiación alfa no tiene mucho poder de penetración en la materia y es detenida con facilidad por una capa delgada de cualquier material, como papel, tela o incluso por el aire. Siempre que se produce un decaimiento alfa, el núcleo que decae pierde $2p$ y $2n$, y se convierte en el núcleo de un elemento con 2 unidades menos en el número atómico y un número de masa con 4 unidades menos que los del núcleo original.

El isótopo radiactivo radio-226 experimenta un decaimiento alfa y forma radón-222. Cuando un núcleo de radio-226 emite una partícula alfa, el átomo de radio pierde dos protones y dos neutrones. La pérdida de protones hace que se obtenga como producto radón, tal como se muestra en la siguiente ecuación y en la **figura 21.5**. Observa que el radón-222 es también un isótopo radiactivo y que decaerá para formar diferentes productos.

$$^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

Balanceo de ecuaciones de decaimiento alfa ¿La ecuación anterior está balanceada? Verifica que la suma de los números de masa en el lado derecho de la ecuación sea 226, que equivale al número de masa del isótopo de radio que está en el lado izquierdo. En efecto, la ecuación está balanceada ya que el número de masa del átomo de radón es 222 y el de la partícula alfa es 4. También debes asegurarte que las sumas de los números atómicos sean iguales en ambos lados de la ecuación. En ambos casos la suma es igual a 88, así que los números atómicos también están balanceados, y, por tanto, la ecuación nuclear total también está balanceada. Es importante que recuerdes que una ecuación nuclear balanceada no es igual a una ecuación química balanceada porque los tipos de átomos que intervienen no deben ser los mismos.

FOLDABLES
Incorpora información de esta sección a tu organizador plegable.



$^{226}_{88}\text{Ra}$
Radio-226

$^{222}_{86}\text{Rn}$
Radón-222

$^{4}_{2}\text{He}$
Partícula alfa

Figura 21.5 Un núcleo de radio-226 experimenta un decaimiento alfa y forma un núcleo de radón-222 y una partícula alfa.

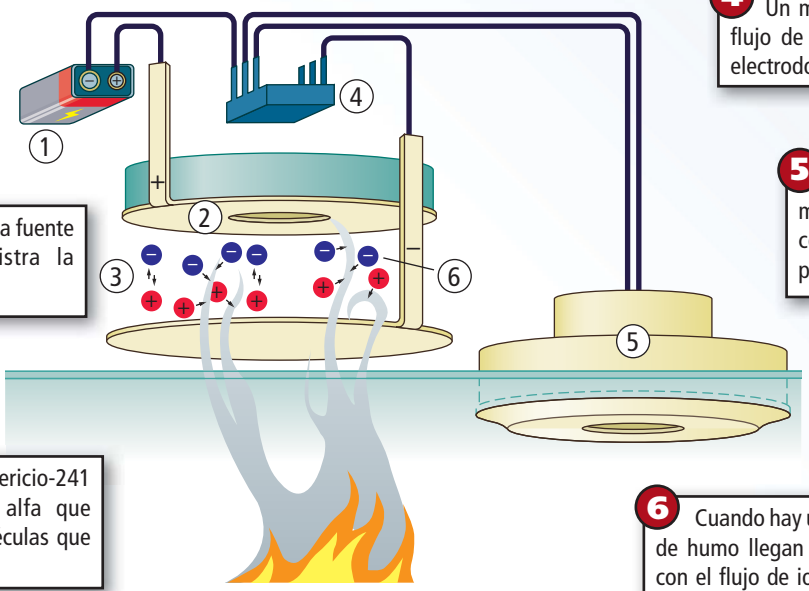
Evalúa *¿Cuál es el número de protones y de neutrones en el radio-226 y en el radón-222?*

CÓMO FUNCIONA

Detectores de humo

Un detector de humo es un dispositivo que hace sonar una alarma ante la presencia de partículas de humo provenientes de un objeto humeante o que esté quemándose. Un detector ionizante de humo, como el que se ilustra aquí, contiene un sensor eléctrico que detecta partículas de humo que interrumpen una corriente eléctrica. Los detectores ionizantes contienen el isótopo inestable americio-241 ($^{241}_{95}Am$), que produce la corriente eléctrica que se requiere en los detectores. El americio-241 decae para formar neptunio-237 ($^{237}_{93}Np$) y helio-4 ($^{4}_{2}He$), dos isótopos no dañinos.

Otro tipo de detector de humo es el detector fotoeléctrico de humo, que utiliza una fuente de luz y un detector de luz colocados en un ángulo de 90° entre sí. Normalmente, la luz de la fuente de luz viaja de manera recta y no llega al detector. En presencia de humo, las partículas de humo desvían la luz y parte de ella llega al sensor. Los detectores ionizantes de humo son más usados debido a que son más baratos que los detectores fotoeléctricos y son mejores para detectar pequeñas cantidades de humo.



1 Una batería u otra fuente de energía suministra la corriente eléctrica.

2 El isótopo americio-241 emite partículas alfa que ionizan a las moléculas que hay en el aire.

3 Cuando no hay humo, los iones acarrean corriente entre un electrodo positivo y uno negativo.

4 Un microchip registra el flujo de corriente entre los electrodos.

5 En condiciones normales, el microchip no deja que fluya la corriente a través de la alarma para que ésta no suene.

6 Cuando hay un incendio, las partículas de humo llegan al detector e interfieren con el flujo de iones entre los electrones. El microchip detecta la caída de corriente y deja pasar corriente a través del circuito de alarma, lo que la hace sonar.

Razonamiento crítico

1. **Plantea** ¿Qué tipo de decaimiento radiactivo experimenta el americio-241?
2. **Explica** por qué el aire que se ha expuesto al americio-241 puede acarrear una corriente entre los electrones cargados.

Decaimiento beta El segundo tipo de radiación de los núcleos atómicos inestables origina el decaimiento beta y produce radiación beta. La radiación beta consta de partículas más pequeñas y livianas que las partículas alfa, por lo que se mueven más rápido y tienen mayor poder de penetración. Una **partícula beta** es un electrón con alta energía con una carga de 1– y se escribe como ${}^{0}_{-1}e$ o β^{-}. Las partículas beta atraviesan la materia con más facilidad que las partículas alfa. Sólo son detenidas por materiales gruesos como láminas de metal apiladas, bloques de madera o ropa gruesa.

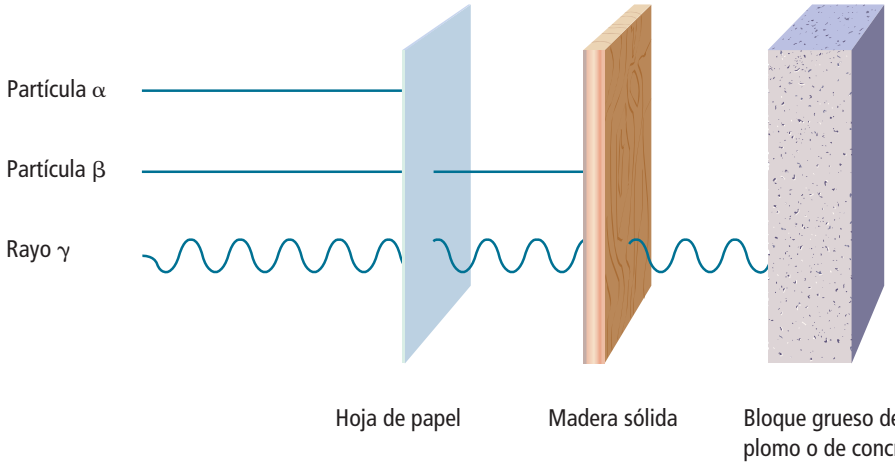
El electrón producido por el decaimiento beta no es uno de los electrones originales externos al núcleo, sino que se produce por la transformación de un neutrón en un protón y un electrón. Siempre que ocurre un decaimiento beta, se genera la transmutación de un elemento. El núcleo que decae se transforma en el núcleo de un elemento con un número atómico mayor en 1 unidad que el del tomo original y un número de masa igual.

Balanceo de ecuaciones de decaimiento beta El carbono-14 es un ejemplo de un isótopo que decae por emisión de partículas beta.

$$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}e$$

Observa que se ha producido una transmutación de elementos. Un átomo de carbono-14 se transformó en un átomo de nitrógeno-14. Como la partícula beta sólo tiene la masa de un electrón, el número de masa sigue siendo 14. Por otra parte, como el decaimiento beta transforma un neutrón en un protón, el número atómico del núcleo aumenta en una unidad, de 6 a 7. El número atómico 6 al lado izquierdo de la ecuación es el mismo que la suma de estos números en el lado derecho de la ecuación (6 = 7 + (−1)), y la ecuación nuclear está balanceada.

Decaimiento gamma En el tercer tipo de decaimiento se produce radiación gamma. Un **rayo gamma** es una forma de radiación electromagnética de alta energía sin masa o carga. Por su alta energía y capacidad de penetración, la radiación gamma puede causar mucho daño a las células vivas. Los rayos gamma se representan con la letra γ. Estos rayos son más difíciles de interceptar que las partículas alfa o beta, como se ilustra en la **figura 21.6**. Pueden traspasar fácilmente casi todos los materiales, y para detenerlos se utilizan gruesos bloques de plomo o incluso gruesas planchas de concreto.



■ **Figura 21.6** Los tres tipos de radiación tienen distinto poder de penetración, las partículas alfa se pueden detener inclusive con una hoja delgada de papel, pero las partículas beta requieren un blindaje más grueso, como madera sólida. Los energéticos rayos gamma sólo se pueden detener con gruesos bloques de plomo o de concreto.

Durante el decaimiento gamma sólo se libera energía. Por lo general, la radiación gamma se omite en las ecuaciones nucleares porque no se altera el número de masa o el número atómico. El decaimiento gamma casi nunca ocurre solo, ya que es acompañado por otras formas de decaimiento. Por ejemplo, el decaimiento alfa del uranio a torio implica un decaimiento simultáneo de tipo gamma.

$$^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^{4}_{2}\text{He} + \gamma$$

Determinación del tipo de decaimiento Una vez que conoces el tipo de núcleo que se forma en una reacción nuclear simple, puedes determinar el tipo de decaimiento que se ha producido. Si el número atómico y el número de masa disminuyen, se trata de un decaimiento alfa. Si el número de masa no cambia pero el número atómico aumenta, ha ocurrido un decaimiento beta. Si no cambia el número atómico ni el número de masa, sólo ha habido emisión de radiación gamma.

En las reacciones más complejas pueden ocurrir, simultáneamente, más de un tipo de decaimiento. En algunos casos, un tipo de núcleo radiactivo decae y forma otro, que a su vez decae y forma un tercer tipo, y así sucesivamente. La serie de decaimiento termina con la formación de un núcleo estable. Por ejemplo, el uranio-238 experimenta un proceso de 14 pasos que incluyen decaimientos alfa, beta y gamma, para al final formar el isótopo estable plomo-206.

Detección de la radiactividad La radiactividad no se puede ver, oír o tocar, y no tiene sabor ni olor, por ello se tienen que emplear otros medios para saber si hay materiales radiactivos alrededor. Una película fotográfica podría servir como detector. Sin embargo, para que sea eficaz, la fuente de radiactividad tiene que estar cerca. Para medir la radiación se utilizan aparatos como los contadores Geiger y los contadores de centelleo.

Contadores Geiger El contador Geiger es uno de los detectores de radiactividad más comunes y conocidos. El contador Geiger detecta radiación ionizante. La radiación ionizante es la radiación que tiene suficiente energía como para ionizar a la materia contra la cual colisiona. En la **figura 21.7** se muestran cómo detecta radiación ionizante un contador Geiger.

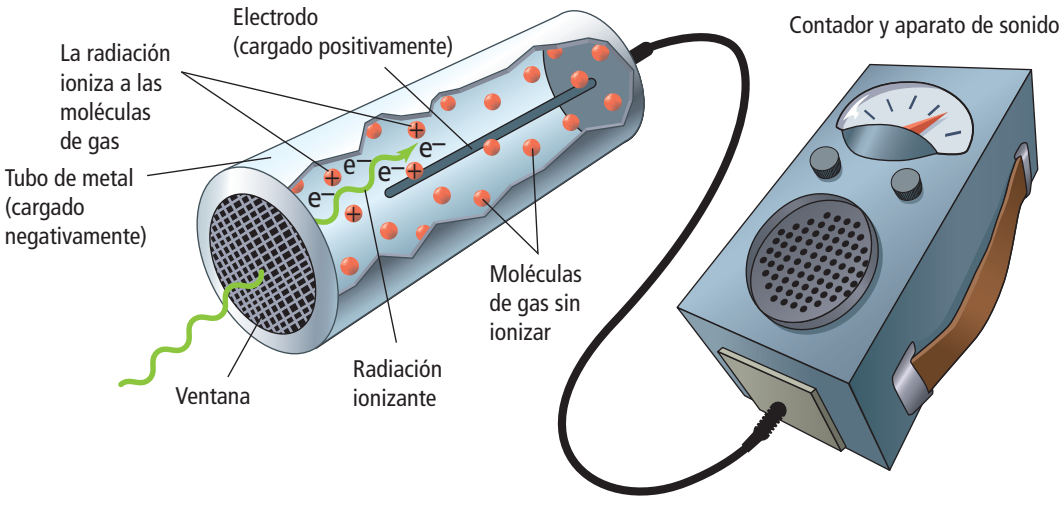


Figura 21.7 Un contador Geiger se utiliza para detectar y medir los niveles de radiación. La radiación ionizante produce una corriente eléctrica en el contador. Una medida de la corriente se muestra en la pantalla que tiene una escala graduada, al mismo tiempo que una bocina produce un sonido audible.

Como se muestra en la **figura 21.7**, la radiación ionizante que entra por la ventana que se encuentra en el extremo del tubo metálico del contador Geiger, ioniza las partículas de gas que están dentro del tubo. Cuando los iones de las partículas del gas colisionan contra el electrodo que se encuentra dentro del tubo, generan una corriente eléctrica. Cuando esto ocurre, la corriente generada mueve la aguja que se ve en la pantalla y causa el sonido que oyes cuando un contador Geiger detecta radiación ionizante.

Contadores de centelleo Un contador de centelleo registra la intensidad de la radiación mediante la detección de luz. Las muestras radiactivas que se quieren medir se mezclan con compuestos que emiten destellos de luz (o centelleos), cuando se exponen a radiación. El nivel de radiación se mide mediante el número de destellos de luz que detecta el aparato.

EJEMPLO Problema 21.1

Escritura y balanceo de una ecuación nuclear El potasio-40 puede decaer y formar calcio-40. Escribe una escuación balanceada para esta reacción nuclear y determina el tipo de decaimiento.

Sugerencia para resolver el problema

No intentes cambiar el número de masa o los números atómicos al resolver este tipo de problema. Para obtener una ecuación balanceada considera sólo el número de masa y el número atómico del producto.

1 Analiza

Escribe los símbolos de los dos isótopos que participan en la reacción. Cada símbolo debe incluir la abreviatura del elemento representado, el número de masa como superíndice y el número atómico como subíndice.

Potasio-40 es $^{40}_{19}K$ y calcio-40 es $^{40}_{20}Ca$.

2 Establece

El potasio es el reactivo y va a la izquierda de la ecuación; el calcio es el producto y va a la derecha.

$$^{40}_{19}K \longrightarrow {}^{40}_{20}Ca + ?$$

3 Resuelve

Como los números de masa ya están balanceados (40 = 40), sólo tienes que balancear los números atómicos. El número atómico del potasio es 19, mientras que el del calcio es 20. Como una partícula beta ($^{0}_{-1}e$) tiene carga negativa y casi no tiene masa, al sumar esta partícula en el lado derecho de la ecuación quedará balanceado el número atómico.

$$^{40}_{19}K \longrightarrow {}^{40}_{20}Ca + {}^{0}_{-1}e$$

4 Verifica

El número de masa del lado izquierdo es igual a la suma (40 + 0) del lado derecho. El número atómico de la izquierda es 19, y es igual a la suma [20 +(−1)] del lado derecho. La ecuación está balanceada. Como se emite un electrón (una partícula beta), en la reacción ha ocurrido un decaimiento beta.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 867

1. Escribe la ecuación nuclear balanceada para el decaimiento radiactivo del radio-226 a radón-222 y determina el tipo de decaimiento que se produce.
2. Escribe una ecuación balanceada de la reacción nuclear en la que el neón-23 decae a sodio-23 y determina el tipo de decaimiento que se produce.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más con cómo balancear ecuaciones nucleares, revisa los problemas adicionales de la página 842.

QUIMILAB

MODELOS PARA EL DECAIMIENTO RADIACTIVO

Contexto

Los núcleos de átomos inestables se desintegran o decaen de manera espontánea y emiten partículas alfa o beta y radiación gamma. Los tipos de átomos que experimentan este proceso se llaman isótopos radiactivos. A un isótopo que decae se le llama átomo progenitor y el átomo producido es el átomo hijo. En este QuimiLab, los centavos americanos con la cara hacia arriba representan los átomos progenitores individuales y los de cruz a los átomos hijos del decaimiento. En este laboratorio vas a estudiar las características del decaimiento del centavium y a determinar la vida media de los átomos al decaer.

Pregunta

¿Cuál es la vida media del radioisótopo ficticio centavium?

Objetivos

- **Inferir** las características del decaimiento del centavium.
- **Analizar** tus datos para determinar la vida media del centavium.
- **Hacer y utilizar** gráficas para interpretar tus datos.

Preparación

Materiales

1 caja de zapatos con tapa
120 monedas americanas de un centavo
1 cronómetro o un reloj con segundero

Procedimiento

1. Cuenta 120 monedas y colócalas con la cara hacia arriba en el fondo de la caja de zapatos. En una tabla como la de Datos y observaciones, anota 0 átomos hijos y 120 átomos de centavium progenitores en el tiempo 0.

2. Tapa la caja, sujétala con firmeza y agítala despacio unas 20 veces, mientras tu compañero de laboratorio lleva el tiempo del proceso de decaimiento con exactitud de segundos. Supón que todos los intentos subsecuentes de decaimiento son idénticos.

Datos y observaciones

Tabla de datos

Tiempo total transcurrido	Número de átomos hijos con la cara hacia abajo retirados de la caja	Número de átomos progenitores con la cara hacia arriba remanentes

3. Abre la caja, cuenta los centavos que quedaron con la cara hacia arriba al mismo tiempo que los sacas de la caja. Éstos representan a los átomos hijos. Resta este número del número original de los centavos de cara arriba para determinar el número de átomos de centavium progenitores que quedan en la caja. Anota el tiempo que tomó agitar la caja, el número de átomos con la cara para abajo que sacaste de la caja y el número de átomos progenitores restantes.
4. Repite los pasos 3 y 4 cuatro veces más y anota tus datos después de cada intento. Suma el tiempo que tomó agitar la caja en cada intento para obtener el tiempo total transcurrido.

Análisis y conclusiones

1. **Construye** una gráfica de tus datos, trazando el número de centavos progenitores remanentes en el eje vertical (eje *y*) y el tiempo total transcurrido en el eje horizontal (eje *x*).
2. **Interpreta** ¿Cuál es la vida media del centavium en tu experimento? Explica cómo llegaste a este número.

Aplicación y evaluación

1. **Infiere** ¿Decae exactamente la misma fracción de átomos de centavium durante cada vida media? ¿Qué sugiere ello acerca de la vida media? ¿Por qué estas variaciones no son tan obvias con los átomos de verdaderos radioisótopos?
2. **Calcula** Si hubieras empezado con un mol de monedas (¡suponiendo que tuvieras el tiempo para contarlas!), ¿cuánto quedaría después de 10 vidas medias? ¿Un número grande?
3. **Evalúa** Si en este caso tomaras más tiempo para agitar la caja, ¿cómo influiría ello sobre la vida media? ¿La vida media de los átomos también se puede controlar al cambiar las condiciones?

CONTINÚA INDAGANDO

Rediseña este procedimiento para poder usar otros objetos, distintos a las monedas, para representar radioisótopos. Para el objeto que escojas, especifica qué se debe entender por vida media y cómo determinarás qué objetos deben ser quitados cada vida media.

Radioquímica arqueológica

¿Qué tienen en común un trozo de madera de una pirámide egipcia, una herramienta de hueso de una excavación arqueológica y los Rollos del Mar Muerto? Que todos contienen carbono proveniente de organismos muertos. Por ello, los arqueólogos pueden determinar la edad de un objeto usando un isótopo radiactivo, específicamente el carbono-14.

Desarrollo del fechado con carbono-14

Los arqueólogos necesitan usar técnicas precisas para determinar las fechas correctas para sus estudios de los objetos y restos de los primeros seres humanos, como el cráneo que se muestra en la **figura 1**. Antes del advenimiento de la radioquímica, que es la parte de la química que estudia sustancias radiactivas, para el fechado arqueológico se tenían que emplear métodos indirectos que consumían mucho tiempo y no eran exactos. En 1949, Willard Libby, que trabajaba en la Universidad de Chicago, desarrolló el método del carbono-14 para determinar la fecha de objetos que contenían carbono. El primer objeto al que se le aplicó el método del carbono-14 fue un travesaño de madera de ciprés tomado de la tumba de un faraón. Desde entonces, el fechado con carbono-14 se utiliza ampliamente para conocer la época en que estuvieron vivos los fósiles de plantas y animales.

Figura 1 Cráneo humano ancestral que fue datado utilizando carbono-14.

Figura 2 Ötzi, el hombre de hielo, vivió hace 5 300 años.

El carbono-14 se forma en la atmósfera superior. Cuando los rayos cósmicos chocan con los átomos de la atmósfera superior, éstos se desintegran liberando partículas subatómicas. El carbono-14 se forma cuando un neutrón choca con un átomo de nitrógeno, lo cual provoca la pérdida de un protón.

$$^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}p$$

Cuando se determina la proporción de carbono-14 radiactivo y carbono-12 radiactivo en un objeto que tuvo vida y se compara con la proporción que debió tener cuando el organismo estaba vivo, se puede saber la edad del mismo, siempre y cuando no sea mayor a 50 000-60 000 años.

Ötzi, el hombre de hielo

En 1991, un excursionista encontró a un hombre que había estado congelado en un glaciar por muchos siglos en los Alpes que están en la frontera de Italia y Austria. Usando el cálculo de la fecha con carbono-14, los científicos determinaron que el hombre vivió hace unos 5 300 años y es el ser humano más antiguo que se haya encontrado intacto. Este hombre de hielo, mostrado en la **figura 2**, tenía muchos secretos que revelar acerca de sí mismo, y de su modo de vida porque estaba completamente vestido y llevaba consigo varias herramientas y objetos. Los científicos descubrieron que los hombres de esa época fabricaban cuchillos con mango de madera, se cortaban el cabello, se hacían tatuajes y conocían las propiedades curativas de las plantas. Ahora ya es posible reescribir parte de la historia de la Edad de Cobre, todo gracias a que se pudo averiguar la edad de los restos.

Otro secreto que intrigaba a los científicos fue saber cómo es que el hombre de hielo, al que llamaron Ötzi, murió. En 2001 se encontró una punta de flecha en su espalda, pero los científicos no estaban seguros de si ésta fue su causa de muerte, debido a que la gente puede vivir incluso con materiales externos incrustados en sus cuerpos. Más estudios concernientes al lugar del cuerpo donde había entrado la punta de flecha revelaron un daño en las arterias. Este daño arterial pudo haber causado una pérdida masiva de sangre. Los científicos fueron capaces de concluir que Ötzi, el hombre de hielo, se desangró hasta morir después de haber sido herido con la flecha. La posición del cuerpo también sugiere que quienquiera que haya herido a Ötzi, el hombre de hielo, lo volteó para recuperar la flecha.

■ **Figura 3** Espectrómetro de masas de aceleración en tándem (TAMS) siendo usado para fechado con carbono-14.

TAMS: un método avanzado de fechado

El método de fechado con carbono-14 que se aplica en un laboratorio estándar, exige que la pieza del objeto que se estudia sea quemada para producir dióxido de carbono. Los átomos de carbono-14 en el dióxido de carbono se cuentan con un equipo de centelleo, que cuenta los destellos de luz que provienen de la radiación beta conforme los átomos de carbono-14 decaen. Para utilizar este método se necesita disponer de una muestra bastante grande debido a que se necesitan varios gramos de carbono para poder contar de manera precisa el decaimiento de los átomos de carbono-14. La cuenta de la radiación también toma días o semanas, porque el decaimiento del carbono-14 es lento. Gracias al reciente desarrollo de un aparato denominado espectrómetro de masas de aceleración en tándem (TAMS, por sus siglas en inglés) que se muestra en la **figura 3**, ahora el fechado con carbono-14 puede realizarse rápidamente con tan sólo unos miligramos de muestra y en menos de una hora.

■ **Figura 4** Las vasijas de barro se fechan mediante termoluminiscencia.

Otros sistemas de fechado con radiactividad

A veces, un objeto contiene muy poco o nada de carbono, o es muy antiguo para poder determinarse la fecha con carbono-14, por lo que es necesario utilizar otros métodos. El método que se utilice depende de qué sustancias radiactivas tenga el material. Dos de los métodos implican el fechado con rubidio-estroncio y con potasio-argón.

Los arqueólogos también utilizan un nuevo método para fechar materiales de cerámica, como la vasija de barro que se muestra en la **figura 4**, llamado método de termoluminiscencia (TL). Conforme una pequeña cantidad de material radiactivo como uranio o torio que se encuentran en la arcilla decaen, excitan otros átomos de la arcilla para llevarlos a un estado mayor de energía. Cuando la arcilla se calienta a, por lo menos, 450°C emite una luz denominada resplandor termoluminiscente gracias a que los electrones regresan a sus niveles de energía estables. La medición de este resplandor permite establecer la fecha aproximada en que se fabricó el objeto.

Análisis de la tecnología

1. **Adquiere información** Realiza una investigación bibliográfica para obtener información sobre una técnica de fechado con radiactividad que no se haya explicado en esta sección.
2. **Infiere** El hierro no está entre los materiales que estuvieron vivos. ¿Cómo pueden fecharse las herramientas de hierro con el método de carbono-14?
3. **Aplicaciones** El método de termoluminiscencia no es del todo preciso; sin embargo, sirve para descubrir cerámica falsificada. Explica qué procedimiento debe seguirse en este caso.

Tabla 21.2 **Vida media de algunos isótopos radiactivos comunes**

Isótopo	Vida-media
$^{3}_{1}H$	12.26 años
$^{14}_{6}C$	5 730 años
$^{32}_{15}P$	14.282 días
$^{40}_{19}K$	1.25 mil millones de años
$^{60}_{27}Co$	5.271 años
$^{85}_{36}Kr$	10.76 años
$^{93}_{36}Kr$	1.3 segundos
$^{87}_{37}Rb$	48 mil millones de años
$^{99m}_{43}Tc$	6.0 horas*
$^{131}_{53}I$	8.07 días
$^{131}_{56}Ba$	12 días
$^{153}_{64}Gd$	242 días
$^{201}_{81}Tl$	73 horas
$^{226}_{88}Ra$	1 600 años
$^{235}_{92}U$	710 mil millones de años
$^{238}_{92}U$	4.51 mil millones de años
$^{241}_{95}Am$	432.7 años

* La m en el símbolo te indica que éste es un elemento metaestable, es decir, una forma de isótopo inestable. El tecnecio-99m emite radiación gamma para transformarse en una forma más estable del mismo isótopo, sin cambiar su número o masa atómicos.

Vida media y fechado con radioisótopos

A diferencia de las velocidades de las reacciones químicas, que son sensibles a factores como temperatura, presión y concentración, la velocidad de un decaimiento nuclear espontáneo no se puede modificar. Es imposible predecir en qué momento va a decaer un núcleo específico que se encuentre en una muestra de material radiactivo. Sin embargo, debido a que la velocidad de decaimiento global es constante, puedes predecir cuándo va a decaer una fracción dada de una muestra.

Velocidad de decaimiento La **vida media** es el tiempo que tarda en decaer la mitad de una cantidad dada de un radioisótopo. La vida media ($t_{1/2}$) es fácil de medir y se ha determinado para muchos y diversos isótopos. Algunas vidas medias sólo duran fracciones de segundo, mientras que otras duran miles de millones de años. En la **tabla 21.2** se indica la vida media de algunos de los radioisótopos más utilizados. El concepto de vida media se muestra en la gráfica de la **figura 21.8**.

El decaimiento radiactivo ha proporcionado a los científicos una técnica para determinar la edad de fósiles, formaciones geológicas y restos humanos. Con el conocimiento de la vida media de un radioisótopo dado, es posible estimar la edad de un objeto en el que se encuentre ese isótopo. Para fechar los objetos se utilizan cuatro isótopos distintos: carbono-14, uranio-238, rubidio-87 y potasio-40.

Fechado con carbono-14 Todos los organismos absorben carbono durante su vida: las plantas lo toman del gas dióxido de carbono y los animales de las plantas y animales que comen. Casi todo el carbono presente en los organismos está en forma de isótopos estables de $^{12}_{6}C$ y $^{13}_{6}C$, pero alrededor de un átomo de carbono por cada millón es el radioisótopo $^{14}_{6}C$. La cantidad de $^{14}_{6}C$ permanece relativamente constante en las células de un organismo mientras está vivo. Sin embargo, cuando el organismo muere, ya no asimila más carbono —ni $^{14}_{6}C$— de los alrededores. Debido a que el organismo ya no adquiere más carbono, la proporción de $^{14}_{6}C$ disminuye lentamente conforme el radioisótopo experimenta decaimientos beta para formar el isótopo estable nitrógeno-14.

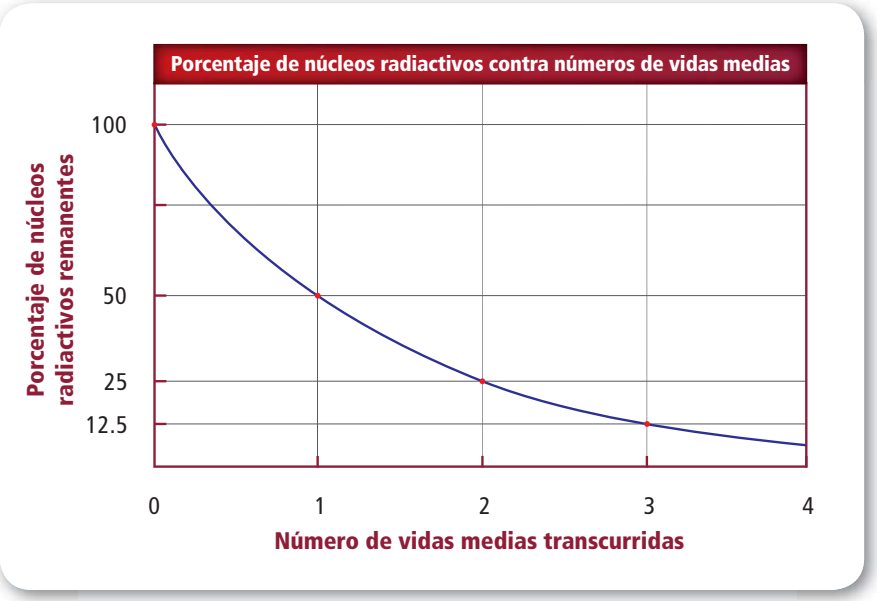


Figura 21.8 Durante cada periodo de vida media, decae la mitad de los núcleos radiactivos que tenga una muestra. Después de una vida media, queda 50 por ciento de la muestra. Luego de dos vidas medias, 25 por ciento de la muestra, después de tres vidas medias queda 12.5 por ciento de la muestra, y así sucesivamente.

Estima ***Usa la gráfica para estimar cuánto material debe quedar después de 1.5 vidas medias.***

■ **Figura 21.9** El fechado con carbono se utiliza para determinar la edad de organismos y objetos que contienen carbono. El cráneo de mamut que se muestra en la foto de la izquierda tiene una edad de 10 000-18 000 años. Los artefactos incas mostrados en la foto de la derecha datan del siglo XV o XVI.

En el fechado con carbono-14, la fracción de $^{14}_{6}C$ que queda en el material, como hueso o piel, se mide y se compara con la cantidad que había en el material cuando estaba vivo. De esta forma se puede estimar la edad del material. Por ejemplo, si permanece la mitad del $^{14}_{6}C$ significa que ha transcurrido un periodo de una vida media (5 730 años), y el objeto tiene alrededor de 5 730 años de edad. Si en el material sólo queda una cuarta parte de $^{14}_{6}C$, han transcurrido dos vidas medias (11 460 años). En la **figura 21.9** se muestran algunos ejemplos de la aplicación del fechado con carbono-14.

Fechado con otros radioisótopos La vida media del carbono-14, 5 730 años, es corta si se compara con la edad de muchos fósiles y formaciones geológicas. Por esta razón, los objetos que tienen más de 60 000 años no se pueden fechar con esta técnica porque la cantidad de carbono-14 que les queda es tan pequeña que no se puede medir con precisión. Para fechar objetos que tienen más de 60 000 años se deben usar otros radioisótopos. Las rocas y los minerales con una antigüedad de más de miles de millones de años se pueden fechar tomando como base el decaimiento de radioisótopos con vidas medias largas, como el potasio-40 ($t_{½}$ = 1.25 miles de millones de años), el uranio-238 ($t_{½}$ = 4.5 miles de millones de años) y el rubidio-87 ($t_{½}$ = 48 miles de millones de años). En la **figura 21.10** se muestran algunas aplicaciones de estas técnicas.

■ **Figura 21.10** Los objetos como este cráneo de 3.3 millones de años de edad y estos estromatolitos de 3.5 millones de años de edad, son demasiado viejos como para poder ser fechados con carbono. En lugar de carbono su fechado se realiza usando radioisótopos que tienen vidas medias largas, como el potasio-40.

Conexión con el Arte

Van Meegeren, el falsificador de obras de arte: ¿héroe o villano?

Hans van Meegeren, un hábil artista holandés, pintó falsificaciones con el estilo de Vermeer, el gran pintor holandés del siglo XVII. En 1937, Van Meegeren vendió por $280 520 su mejor Vermeer falsificado, *Cristo y sus discípulos en Emmaus*, mostrado en la **figura 1**, a un museo holandés. Continuó falsificando y vendiendo "Vermeers" y obras de otros maestros holandeses hasta 1945.

Falsificación en tiempo de guerra Durante la ocupación nazi de Holanda a principios de 1940, Van Meegeren vendió sus pinturas falsificadas de Vermeer a miembros del gobierno nazi. Parte del precio que Meegeren exigió por sus pinturas fue la devolución de 200 obras de arte holandés que los nazis habían saqueado durante la guerra. Al terminar la guerra, en 1945, se encontró un Vermeer falsificado en el botín de los nazis que condujo hasta Van Meegeren. Cuando se le acusó de haber colaborado con los nazis al vender tesoros de la nación, confesó que había falsificado las obras. Alegó que al intercambiar las falsificaciones, había salvado muchos tesoros de arte holandés. Sin embargo, las autoridades no creyeron que fuera un falsificador. Fue sentenciado a un año en prisión, pero murió antes de cumplir la condena.

El fechado radiactivo resolvió el problema Fue hasta 1968 que un científico de Estados Unidos llamado Keisch presentó evidencia irrefutable de que Van Meegeren había sido un falsificador de arte. Keisch utilizó la técnica de fechado con uranio y plomo. El plomo blanco, una combinación de $PbCO_3$ y $Pb(OH)_2$, es un pigmento importante de la pintura al óleo. El uranio-238 es la fuente original del plomo-206 estable que se encuentra en el plomo blanco. El uranio-238 tiene una vida media de 4.5 miles de millones de años, y decae en una serie de isótopos inestables, entre ellos el radio-226 y el polonio-210, hasta que finalmente forma el plomo-206.

Durante el procesamiento del plomo blanco, se eliminan muchos de los isótopos que preceden al polonio-210 en la serie de decaimiento del uranio. Sin embargo, aún quedan pequeñas cantidades de radio-226. Como se elimina gran parte de los elementos radiactivos que se necesitan para formar el polonio-210, la cantidad de este isótopo disminuye a medida que el pigmento envejece. La proporción de la cantidad de radio-226 y de polonio-210 se utiliza para determinar la edad de las pinturas. Una baja proporción de radio con respecto a la de polonio indica que la pintura es reciente.

La prueba de un impostor Keisch analizó una muestra de plomo blanco de la pintura del supuesto falso Emmaus, que se muestra en la fotografía, y descubrió que la pintura tenía sólo unos 30 años, no 260, y, por tanto, era una falsificación.

Figura 1 La pintura de Emmaus que se descubrió falsa.

Conexión con la Química

1. **Adquiere información** El químico belga Coremans también descubrió "Vermeers" falsos. Averigua cómo lo hizo.
2. **Interpreta** Tienes dos pinturas, una de ellas tiene una antigüedad de varios cientos de años, la otra sólo un año. La pintura A presenta una concentración de Po = 12 y una concentración de Ra = 0.3. La concentración de la pintura B es de Po = 5 y de Ra = 6. ¿Cuál pintura es cuál?

EJEMPLO Problema 21.2

Determinación de la edad de un fósil Se estudió una muestra de un árbol fosilizado que murió debido a la explosión de un volcán. La muestra contenía 6.25 por ciento de la cantidad de carbono-14 que se encontraría en una muestra del mismo tamaño de un árbol vivo. ¿Cuándo ocurrió la erupción volcánica?

Sugerencia para resolver el problema

Multiplica 1/2 por sí mismo varias veces hasta que el número de factores te dé el resutlado adecuado.

1 Analiza

- La vida media del carbono-14 es de 5 730 años, y la fracción de carbono-14 remanente es de 6.25 por ciento (0.0625).

2 Establece

- Calcula el número de vida media transcurrida para el carbono-14 en la muestra. Durante cada vida media de un radioisótopo, decaen la mitad de los núcleos. La muestra del fósil manifestó tener 6.25 por ciento (0.0625) de la cantidad de carbono-14 que tenía originalmente, así que necesitas averiguar cuántas veces debes usar el factor 1/2 (0.5) para obtener el resultado de 0.0625. La respuesta es cuatro veces, porque $1/2 \times 1/2 \times 1/2 \times 1/2 = 0.5 \times 0.5 \times 0.5 \times 0.5 = 0.0625$ (o haciendo el cálculo en otra forma: 100 por ciento $\times$ 1/2 $\times$ 1/2 $\times$ 1/2 $\times$ 1/2 = 6.25 por ciento). Por tanto, han transcurrido cuatro vidas medias.

3 Resuelve

- Como han transcurrido cuatro vidas medias y cada una es de 5 730 años, multiplica este valor por 4.

$5\,730 \times 4 = 22\,920$

El árbol del cual se tomó la muestra debió haber muerto debido a la erupción hace unos 22 920 años.

4 Verifica

- Verifica que al repetir los cálculos se obtiene el mismo resultado. Todos los aspectos del procedimiento y los cálculos parecen estar correctos.

PROBLEMAS de práctica

Respuestas a los problemas Página 867

3. Una roca fue analizada con potasio-40. La vida media del potasio-40 es de 1.25 miles de millones de años. Si la roca tenía sólo 25 por ciento del potasio-40 que tendría una roca semejante formada en esta época, calcula cuánto hace que se formó esa roca.
4. Se descubrió que las cenizas de un vegetal primitivo tienen 12.5 por ciento del carbono-14 que tendría una muestra semejante de cenizas de esta época. ¿Cuánto hace que se formaron las cenizas?

Sección 21.1 Evaluación

Resumen de la sección

- En las reacciones nucleares participan protones y neutrones.
- La radiactividad se puede detectar y medir con película fotográfica e instrumentos, como los contadores Geiger y los contadores de centelleo.
- La vida media de un elemento radiactivo es el tiempo transcurrido para que decaigan la mitad de los núcleos presentes en la muestra.

5. Idea PRINCIPAL **Explica** qué significa radiactividad, y da un ejemplo de un isótopo radiactivo.
6. **Describe** ¿Qué es un contador Geiger y para qué se usa? Describe cómo funciona.
7. **Evalúa** Si la mitad de los átomos de una muestra decaen en un año, ¿por qué es incorrecto concluir que el resto de ellos decaerá en el siguiente año?
8. **Infiere** Las rocas más antiguas de la Tierra que han sido fechadas hasta ahora tienen unos 3.8 miles de millones de años. ¿Crees que este hecho se determinó por medio de fechado con carbono-14? Explica tu respuesta.
9. **Evalúa** Imagina que te dan una muestra de una antigua caja de madera. Si analizas la actividad de carbono-14 en la caja y encuentras que tiene 50 por ciento del radioisótopo que hay en una pieza nueva de madera del mismo tamaño, ¿qué edad tiene la madera de la caja?

Sección 21.2

Objetivos

- **Comparar y contrastar** la fisión y la fusión nucleares.
- **Demostrar** ecuaciones que representen los cambios que ocurren durante el decaimiento radiactivo.
- **Trazar** el funcionamiento y la estructura de un reactor de fisión.

Revisión de vocabulario

vida media: tiempo que tarda la mitad de cierto isótopo radiactivo en descomponerse en un isótopo o elemento diferente

Vocabulario nuevo

fisión nuclear
reactor nuclear
fusión nuclear
deuterio
tritio

Las reacciones nucleares y la energía

Idea PRINCIPAL La fisión y la fusión liberan grandes cantidades de energía.

Vínculo con el mundo real Tanto Estados Unidos como la ex Unión Soviética han enviado reactores nucleares al espacio para proporcionar energía a los satélites. Sin embargo, ya estaba ahí antes otro reactor nuclear gigante: el Sol, nuestra estrella local. La energía del Sol mantiene a las plantas, que son la base principal de toda la comida en la Tierra, además de que mantiene calientes el aire y el agua. ¿Es posible imitar las reacciones que ocurren en las estrellas?

La potencia del núcleo

En comparación con las reacciones químicas, las reacciones nucleares comprenden cambios de energía enormes. En parte, el cambio de energía se debe a la conversión de pequeñas cantidades de la masa de partículas nucleares en energía. Albert Einstein fue el primer científico en considerar la enorme cantidad de energía potencial disponible en la materia. Estableció que la masa y la energía son propiedades equivalentes y se relacionan por medio de la siguiente ecuación.

$$E = mc^2$$

En esta ecuación, E representa la energía, m la masa y c la velocidad de la luz (3.00×10^8 m/s).

Dado que el valor de la velocidad de la luz es muy elevado, puedes ver que una pequeña cantidad de masa se puede transformar en una enorme cantidad de energía. Esto explica por qué un arma nuclear, como la bomba atómica, es mucho más potente que un arma que sólo aproveche reacciones químicas, como una bomba fabricada con dinamita. Las plantas de energía nuclear modernas, como la que se muestra en la **figura 21.11**, operan bajo el mismo principio. Sin embargo, en una planta de energía nuclear las reacciones mediante las que la masa se convierte en energía son monitoreadas y controladas de una manera muy cuidadosa.

Figura 21.11 Los componentes principales de una planta de energía nuclear son el reactor, que se encuentra bajo el domo, y las torres de enfriamiento.

La fisión nuclear

Hasta 1938, todas las reacciones nucleares que se habían observado se debían a la entrada o salida de radiación, como las partículas alfa o beta, de un núcleo que experimentaba un decaimiento. Un poco antes de la Segunda Guerra Mundial, Otto Hahn, un químico alemán, descubrió que al bombardear uranio con neutrones daba como resultado la formación de un isótopo de bario que tenía sólo 60 por ciento de la masa del isótopo de uranio.

Este resultado era tan poco común que Hahn le pidió a Lise Meitner, científica dedicada a la física, que aparece en la **figura 21.12**, que le ayudara a interpretar sus descubrimientos. Lise Meitner determinó que el bombardeo de uranio con neutrones había resultado en la escisión del núcleo en dos fragmentos, y a esta transformación le dio el nombre de fisión nuclear. La palabra fisión significa "separación". Cuando se produce una **fisión nuclear**, el núcleo atómico se separa en dos o más fragmentos grandes, y en el proceso se libera una gran cantidad de energía.

Figura 21.12 Lise Meitner fue una física nacida en Austria que tuvo que abandonar su país cuando los nazis tomaron el gobierno. Fue la primera en describir la fisión nuclear. La fisión puede liberar enormes cantidades de energía, mucho mayores de las que se liberan durante el decaimiento radiactivo.

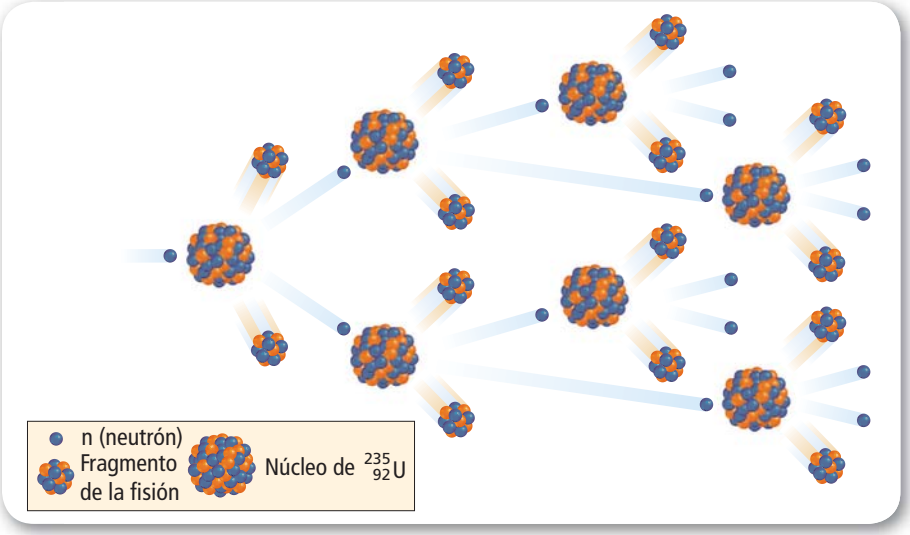
El proceso de fisión

¿Por qué al bombardear los átomos de uranio con neutrones se produce una fisión nuclear? Recuerda que al cambiar la proporción de neutrones a protones el núcleo puede perder estabilidad. Añadir un neutrón a un núcleo de uranio-235 provoca la separación del núcleo. Además de que se forman más neutrones, en el proceso se generan átomos de dos elementos distintos. La siguiente es una reacción típica de la fisión de uranio.

$$^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{140}_{56}\text{Ba} + {}^{93}_{36}\text{Kr} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n}$$

Observa que la suma de los números de masa es la misma en ambos lados de la ecuación, lo mismo que la suma de los números atómicos. Por tanto, la ecuación nuclear está balanceada.

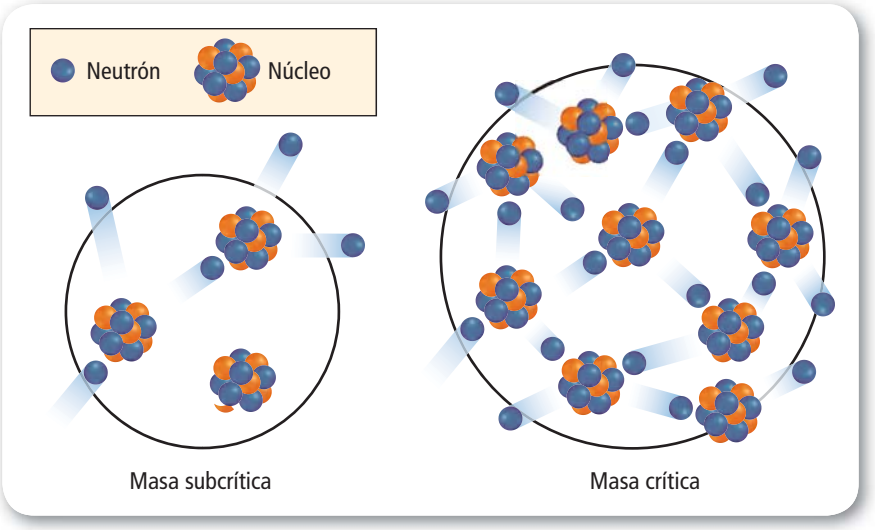
Cuando comenzó la Segunda Guerra Mundial era urgente encontrar la forma de sostener la fisión nuclear en una reacción en cadena. Una reacción en cadena es una serie continua de reacciones en la que en cada reacción se forma un producto, que a su vez reacciona de nuevo. Cada neutrón producido durante la fisión de un átomo de uranio puede, potencialmente, provocar la fisión de otro núcleo. Observa que cada reacción de fisión produce tres neutrones, cantidad suficiente para sostener el proceso. Las reacciones de fisión pueden continuar en cadena, como se muestra en la **figura 21.13**.



Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada sobre las reacciones en cadena, visita glencoe.com.

Figura 21.13 Durante una reacción en cadena, cada paso produce un reactivo para el siguiente paso. En la fisión del uranio, un neutrón entra a un núcleo de uranio-235 y provoca la división del núcleo en dos núcleos más pequeños. Al mismo tiempo, se liberan más neutrones, que a su vez son absorbidos por otros núcleos de uranio-235, y la reacción continúa.



■ **Figura 21.14** La generación de una reacción nuclear depende de la cantidad de materia presente. Si la masa es subcrítica, la reacción en cadena no ocurre debido a que los neutrones escapan antes de causar las suficientes fisiones como para producir una reacción en cadena. Cuando la masa es crítica, los neutrones causan más y más fisiones y la reacción en cadena se acelera.

Compara *masa subcrítica y masa crítica.*

Concepts in Motion

Interactive Figure Visita glencoe.com para ver una figura animada sobre la masa crítica.

Masa crítica Para que se lleve a cabo una reacción en cadena tiene que haber suficiente material fisionable para que algunos de los neutrones producidos puedan chocar con otros núcleos, como se muestra en la **figura 21.14**. Si no hay suficiente material fisionable como para que se pueda mantener una reacción en cadena (es decir, que la muestra no sea lo suficientemente masiva) se dice que la muestra tiene una masa subcrítica. Una muestra que tiene suficiente material fisionable como para mantener una reacción en cadena tiene una masa crítica.

MiniLab 21.1

Modelos de reacción en cadena

¿Puedes simular una reaccion en cadena nuclear con un juego de dominó? La fisión nuclear genera la energía en las plantas nucleares. Por lo general, durante el proceso de fisión, un núcleo atómico pesado absorbe un neutrón, luego se separa en dos núcleos atómicos más pequeños y libera más neutrones. Si hay suficiente material fisionable, se produce una reacción en cadena.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Consigue dos **juegos de dominó**.
3. Coloca las piezas individuales de los extremos en un patrón tal que si derribas una sola pieza, ésta golpee y tire a dos fichas más y que cada una de éstas tire a otras dos y así sucesivamente.
4. Practica distintos arreglos de fichas hasta que decidas cuál es el mejor; es decir, el que derribe todas las fichas de manera más eficiente y rápida.

Usa un **cronómetro** para determinar qué arreglo causa que la mayoría de las piezas sean derribadas en un menor tiempo. Cuando estés listo, llama a tu profesor para que observe tu reacción de dominó en cadena. Puedes hacer otro intento si el primero no tuvo éxito. El profesor va a comparar tu mejor resultado con los del resto de la clase.

Análisis

1. **Establece** ¿Cuántas fichas lograste tirar en tu mejor reacción en cadena? ¿Qué tan rápido cayeron?
2. **Determina** Si pudieras acomodar 1 millón de fichas de dominó en esta forma, de modo que cada una que caiga derribe a otras dos, y suponiendo que se requiere un tiempo de 1 segundo para que cada una de éstas derribe al doble, ¿cuánto tiempo se necesitaría para derribar todas las fichas?
3. **Explica** en qué se asemeja este ejercicio de dominó a una reacción de fisión nuclear en cadena.

Sin embargo, si hay mayor cantidad de material presente, denominada masa supercrítica, la reacción en cadena se intensificará rápidamente. Si la reacción en cadena se produce muy rápido, puede provocar una explosión con liberación simultánea de una cantidad enorme de energía. Esto es lo que sucede cuando explota una bomba atómica. Si se puede controlar la velocidad de la fisión en cadena para que la energía se libere lentamente, la energía se puede utilizar para calentar materiales como el agua y además para hacer trabajo útil.

Reactores de fisión El 2 de diciembre de 1942, en una cancha de squash que había debajo de un campo de futbol que no se usaba en la Universidad de Chicago, se dio el primer paso importante en el desarrollo controlado de la energía nuclear, susceptible de ser utilizada. Fue ahí donde Enrico Fermi, un físico italiano, realizó con éxito una reacción de fisión en cadena sostenida y controlada.

De acuerdo con un proceso semejante, en la actualidad se genera energía eléctrica en las plantas de energía nuclear mediante la fisión controlada de uranio. El equipo que se utiliza para obtener la energía de un combustible radiactivo se llama **reactor nuclear**. En los reactores nucleares comunes que se usan actualmente, la energía liberada que se utiliza para generar electricidad proviene de la fisión de una muestra de uranio enriquecido con el isótopo de uranio-235. Por esta razón es conveniente concentrar el uranio-235. Si observas el diagrama del reactor nuclear que se ilustra en la **figura 21.15** podrás aprender cómo funciona un reactor de fisión.

VOCABULARIO

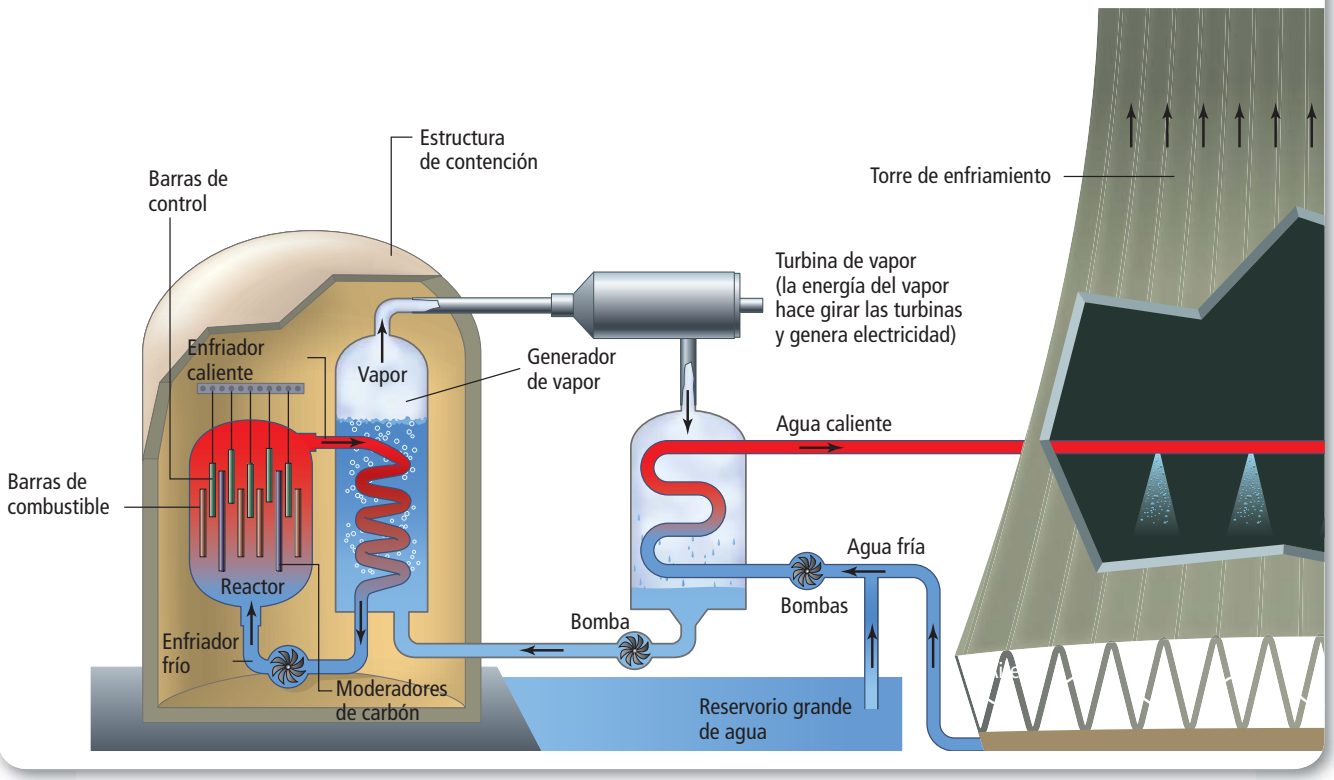
ORIGEN DE LA PALABRA

Fisión
proviene del latín *findere,* que significa *separar*.

Concepts In Motion

Interactive Figure Para ver una figura animada de una planta de energía nuclear, visita glencoe.com.

Figura 21.15 En un reactor nuclear, el uranio-235 de las barras de combustible produce calor y neutrones que se mueven a gran velocidad, debido a una reacción de fisión en cadena. Para que los neutrones no se muevan tan rápido y que no sean absorbidos por otros núcleos de uranio-235, su velocidad se reduce con un moderador, que puede ser agua o grafito (carbón). La velocidad de la reacción se regula mediante el uso de barras de control que absorben algunos de los neutrones. Como se ilustra, la energía de esta reacción produce vapor que hace girar una turbina, generando electricidad. Al final del proceso el vapor se condensa y el agua se recircula.



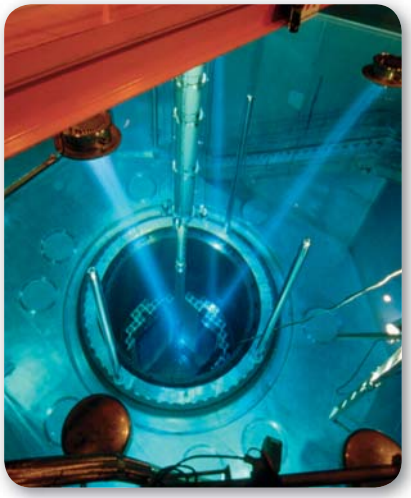


Figura 21.16 El interior de un reactor se llena con agua. Para sacar y reemplazar las barras de combustible se utiliza una grúa.

Actualmente en Estados Unidos funcionan más de 100 plantas de energía nuclear que suministran casi 20 por ciento de toda la electricidad que se consume. Treinta y tres estados tienen plantas nucleares. En otros países hay más plantas de energía nuclear. El país con el mayor porcentaje de energía eléctrica proveniente de reactores nucleares es Francia. Ahí, más de 70 por ciento de la electricidad proviene de los reactores de fisión nuclear. La **figura 21.16** muestra el centro de una planta nuclear moderna y en uso.

Reactores de cría El plutonio también se puede utilizar para dar energía a un reactor de fisión nuclear. El plutonio-239 experimenta una reacción en cadena que al final produce más plutonio-239 a partir de uranio-238, además del calor que se utiliza para generar electricidad. Este tipo de reactor de fisión, que produce material fisionable conforme está funcionando, se conoce como reactor de cría. Un reactor de cría puede producir más material fisionable del que consume. Muchos países se han opuesto a la construcción de reactores de este tipo por los peligros que causa a la salud la exposición al plutonio, además de que el plutonio-239 generado se puede utilizar para fabricar poderosas bombas de fisión.

Reactores nucleares y contaminación A diferencia de la quema de combustibles fósiles, las reacciones nucleares no producen contaminantes como dióxido de carbono, ácido sulfúrico o compuestos nitrogenados. Sin embargo, las reacciones nucleares producen desechos muy radiactivos que difícilmente se pueden eliminar sin riesgos. Otro serio problema es la liberación potencial de materiales radiactivos al ambiente cuando ocurren explosiones o incendios, además de que es limitado el suministro de combustible fisionable y es más costoso producir electricidad a partir de combustibles nucleares que de los combustibles fósiles. En la **figura 21.17** se muestran algunos reactores nucleares en los que han ocurrido accidentes graves.

La fusión nuclear

La energía también se libera durante un tipo de reacción nuclear que es lo contrario de la fisión. Durante la **fusión nuclear** se combinan dos o más núcleos para formar un núcleo de mayor tamaño. La fusión es el proceso nuclear que produce energía en estrellas como nuestro Sol. En la reacción de fusión más peculiar en el Sol, los núcleos de hidrógeno se fusionan para formar helio.

Figura 21.17 En 1979, la planta de energía nuclear de la isla de Three Mile se inundó con agua contaminada con material radiactivo, y también se liberó gas radiactivo en la atmósfera. En 1986, en la planta nuclear de Chernobyl, el agua utilizada para enfriar la cámara se descompuso en hidrógeno y oxígeno gaseosos, que explotaron. Después del incidente, el reactor dañado fue recubierto y encerrado en cemento, en una estructura que se conoce como el sarcófago.

Planta nuclear de la isla de Three Mile

Planta nuclear de Chernobyl

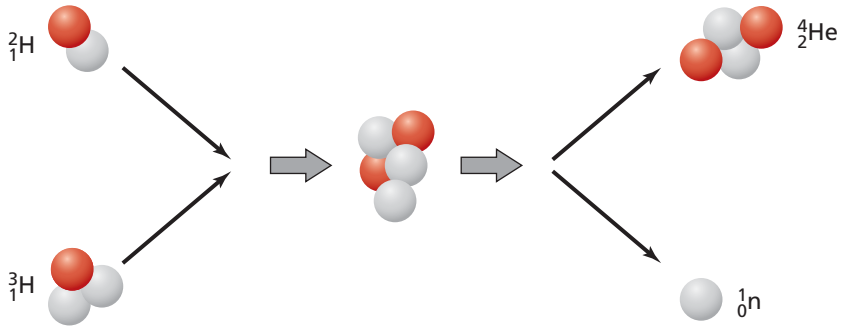


Figura 21.18 Cuando un núcleo de deuterio (hidrógeno-2) y un núcleo de tritio (hidrógeno-3) experimentan una fusión nuclear, se forma un núcleo de helio-4 y un neutrón.

Compara *el número de neutrones y de protones antes y después de la reacción.*

El proceso de fusión Algunos procesos de fusión en los que el hidrógeno forma helio se han realizado y estudiado en los laboratorios. Durante una reacción de fusión común, se combinan dos diferentes isótopos de hidrógeno y forman helio y un neutrón, como se muestra en la **figura 21.18**.

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$$

Observa que la ecuación nuclear está balanceada. El isótopo de hidrógeno que tiene el número de masa 2, que es uno de los reactivos de la ecuación anterior, se llama **deuterio** (D). El isótopo de hidrógeno que tiene número de masa 3 se llama **tritio** (T). Los núcleos como éstos, que tienen poca masa, se pueden combinar para formar núcleos más pesados y más estables. Así, el helio producido tiene una proporción neutrón: protón estable de 1:1. Dos núcleos de deuterio también pueden fusionarse para generar tritio o helio, como se muestra en las dos ecuaciones siguientes.

$$^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{3}_{1}H + {}^{1}_{1}p$$

$$^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{3}_{2}He + {}^{1}_{0}n$$

En el primer caso, se forman tritio y un protón; en el segundo, se produce $^{3}_{2}He$ y un neutrón. La fusión de hidrógeno produce 20 veces más energía que la que produce la fisión de una masa igual de uranio. Esta gran cantidad de energía hace atractiva la idea de los reactores de fusión. Además, el deuterio, el combustible que se requiere en la fusión, es muy abundante en la Tierra. La producción de energía por medio de fusión nuclear tiene otras ventajas potenciales sobre la energía que se produce por fisión nuclear. Como no se generan productos radiactivos, es más fácil eliminar los desechos. Además, el control de una reacción de fusión presenta menos dificultades, lo cual ayuda a evitar incendios y explosiones.

Sin embargo, cuando se fabrica un reactor de fusión se presenta un gran problema. Comparados con los núcleos de uranio, los núcleos de hidrógeno tienen mucha menor tendencia a reaccionar. Por esta razón, al inicio se necesita proporcionar mucha energía para que se inicie la fusión. En el Sol, las enormes presiones y temperaturas activan la fusión. En la Tierra, se necesitarían 100 millones de kelvins para iniciar una reacción de fusión. Cualquier material que se utilizara para contener la reacción se fundiría a esa temperatura. La dificultad de iniciar y contener la fusión nuclear ha impedido que se utilice como una fuente de energía convencional.

VOCABULARIO

ORIGEN DE LA PALABRA

Fusión
proviene del latín *fundere,* que significa *derramar.*

LABORATORIO EN CASA

Revisa la página 878 para realizar un **modelo de la fusión**

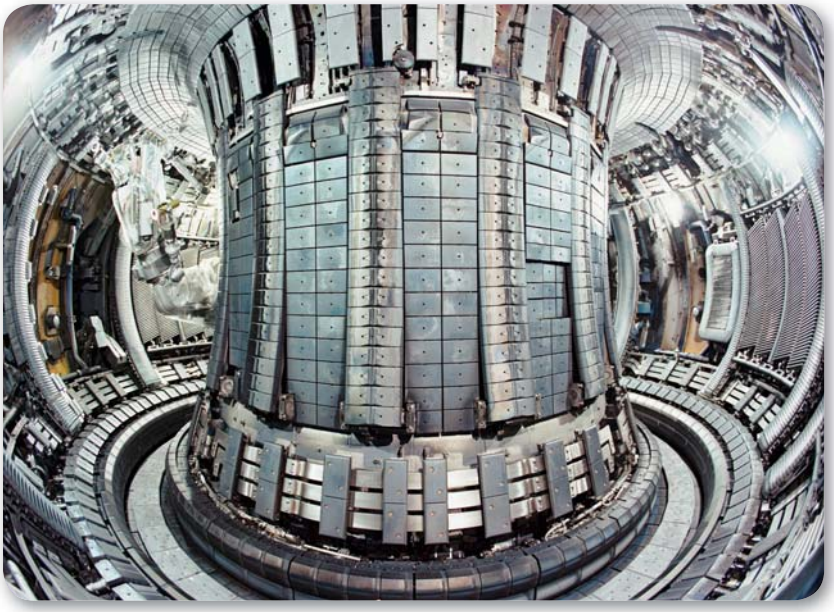


Figura 21.19 En la cámara de reacción JET (por sus siglas en inglés *Joint European Torus*), las reacciones de fusión ocurren en un plasma confinado por potentes magnetos. Para que las reacciones ocurran se necesita calentar el plasma a temperaturas mayores a 100 millones de kelvins, por medio de corrientes eléctricas muy grandes, rayos de isótopos de hidrógeno y ondas de radio. La palabra *Torus*, que está representada por la letra *T* en las iniciales JET, se refiere a la forma de rosquilla que tiene la cámara.

Reactores tokamak Científicos de varios países investigan cómo fabricar reactores de fusión que sean factibles. Un reactor que promete es el llamado reactor tokamak, que se muestra en la **figura 21.19**. En este reactor, los núcleos de hidrógeno quedan atrapados por potentes campos magnéticos que se producen con enormes electroimanes. Los núcleos se calientan con ondas de radio para iniciar la fusión. Como los núcleos quedan confinados en un campo magnético, no es necesario otro contenedor. Este tipo de reactor se puede operar hasta el punto de rupturas uniformes, donde se produce tanta energía como la que se requiere para que el reactor funcione. Sin embargo, como no se produce energía neta, el reactor no tiene utilidad. Para corregir los problemas técnicos que presenta el tokamak, es necesario desarrollar mejores electroimanes y materiales estructurales.

Sección 21.2 Evaluación

Resumen de la sección

- Durante una reacción nuclear, una masa pequeña se transforma en una gran cantidad de energía de acuerdo con la ecuación de Einstein $E = mc^2$.
- La masa crítica es la mínima masa de una muestra de material fisionable que es necesaria para que pueda llevarse a cabo una reacción en cadena.
- El uranio-235 experimenta una reacción de fisión en cadena en un reactor nuclear, con lo cual parte de la energía liberada se transforma en electricidad.
- Las reacciones de fusión que ocurren en el Sol proporcionan energía para la vida de la Tierra.

10. Idea PRINCIPAL **Describe** Qué diferencia existe entre la fisión nuclear y la fusión nuclear? Menciona un uso común de la fisión.

11. Explica ¿Cómo se controla y mantiene la fisión en un reactor nuclear?

12. Predice ¿Qué ventajas tendría el uso de un reactor de fusión con respecto a los reactores de fisión que se utilizan actualmente?

13. Compara y contrasta ¿Cuáles son las ventajas y desventajas que tiene utilizar la energía generada por los reactores de fisión nuclear en lugar de la energía que se obtiene de los combustibles fósiles como el petróleo, el gas natural y la hulla?

14. Balancea Durante mucho tiempo, la fuente de energía solar fue un misterio para todos. Un astrónomo del siglo XIX calculó que si el Sol estuviera completamente formado por carbón, estaría encendido sólo durante unos 10 000 años. Actualmente se sabe que el combustible del Sol es el hidrógeno, el cual se consume en las reacciones de fusión en las que se forma helio. Cuando el Sol consuma casi todo su hidrógeno, se espera que comience una reacción de fusión en la que los núcleos de helio-4 se combinen y formen carbono-12. Escribe la ecuación de este proceso y verifica que esté balanceada.

Química en línea Self-Check Quiz glencoe.com

Sección 21.3

Objetivos

- **Distinguir** los efectos biológicos de la radiación y las unidades utilizadas para medir los niveles de exposición.
- **Ilustrar** los usos clínicos y no clínicos de la radiactividad.

Revisión de vocabulario

fusión nuclear: proceso en el cual dos o más núcleos se combinan para formar un núcleo más grande

Vocabulario nuevo

gray
sievert

Herramientas nucleares

Idea PRINCIPAL **La radiación tiene muchas aplicaciones útiles, pero también causa efectos biológicos dañinos.**

Vínculo con el mundo real Casi toda la gente se raspa o corta de vez en cuando. Por lo general, lo primero que haces es limpiar la herida y cubrirla con una venda. Uno de los muchos usos de la radiación es esterilizar las vendas que se utilizan en medicina.

Usos clínicos de los radioisótopos

Es más factible de que te salve una forma de medicina nuclear a que mueras por los efectos de la radiación. Por ejemplo, los radioisótopos se utilizan como trazadores para seguir la distribución de ciertos compuestos químicos en el organismo e identificar algunas anormalidades. El uso de radioisótopos en este tipo de aplicaciones se debe a que un radioisótopo de cualquier elemento participa en los mismos tipos de reacciones químicas que los isótopos estables del mismo elemento. En otras palabras, una molécula de glucosa que contiene un átomo radiactivo será metabolizada por el cuerpo en la misma manera que una molécula de glucosa sin átomos radiactivos. Para rastrear la molécula, se utiliza un detector que selecciona sólo el tipo de radiación que emite el radioisótopo en la glucosa. De esta manera se puede saber la trayectoria que siguen las moléculas dentro del cuerpo.

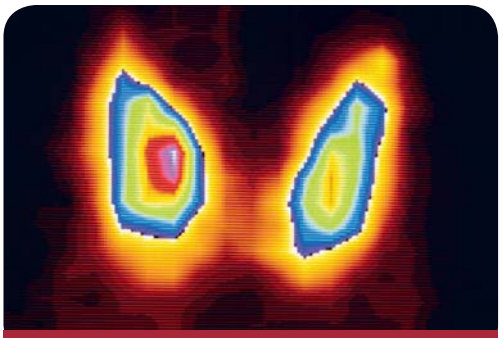
Los radioisótopos se usan de manera frecuente en la diagnosis para generar imágenes de órganos y glándulas, además de que también se usan en tratamientos para enfermedades como el cáncer. En la **figura 21.20** se muestra el isótopo del hierro-59 para producir una imagen del sistema circulatorio de un paciente. Otros isótopos que se usan en el diagnóstico médico son el yodo-131 y el tecnecio-99m. La **figura 21.21** proporciona un resumen de varios de los usos más comunes de radioisótopos en medicina.

■ **Figura 21.20** Para obtener esta imagen del sistema circulatorio se usó hierro-59. El hierro-59 emite rayos gama y partículas beta. Tiene una vida media de 44.5 días.

Figura 21.21

Usos médicos de los radioisótopos

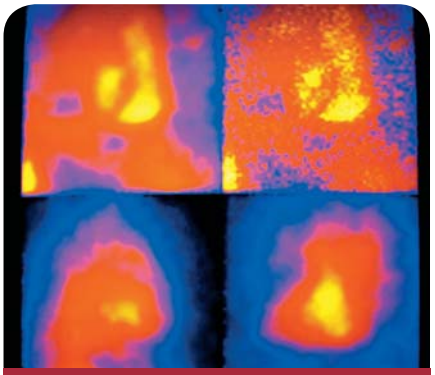
Los radioisótopos se han convertido en herramientas muy útiles para el diagnóstico y el tratamiento clínicos. Por medio de los radioisótopos, los médicos pueden detectar tempranamente muchas enfermedades y tratarlas como nunca antes.



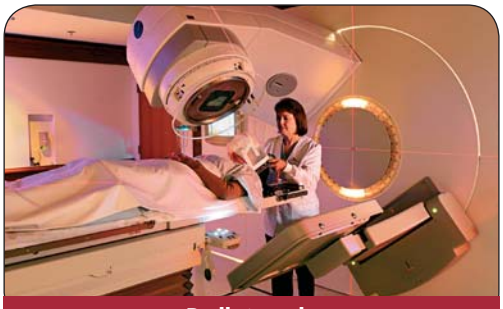
Tiroides

La mayor parte del yodo que entra a tu cuerpo termina en la glándula tiroides, donde se incorpora a las hormonas que regulan el crecimiento y metabolismo. Si ingieres yodo-131 radiactivo, se puede obtener una imagen que muestra el tamaño, la forma y la actividad de tu glándula tiroides. La imagen sirve para diagnosticar problemas metabólicos, como el hipertiroidismo. La foto muestra una glándula tiroides normal.

El tecnecio-99m es un isótopo metaestable que emite rayos gamma. Es muy usado en medicina porque no produce partículas alfa o beta que provocarían un daño innecesario a las células, además de que su vida media es de sólo unas seis horas. Cuando se inyecta en el torrente sanguíneo, el tecnecio-99m se adhiere a las células rojas de la sangre. Gracias a esto, se usa para diagnosticar problemas asociados con el corazón y la circulación. Los doctores pueden usar imágenes como ésta para determinar si el corazón está bombeando sangre de manera correcta.



Corazón



Radioterapia

El cobalto-60 es uno de los isótopos más comúnmente usados en la radioterapia para tratar el cáncer. Para destruir a las células cancerosas causando el menor daño posible a las células normales, la fuente de cobalto-60 se mueve alrededor del cuerpo del paciente, describiendo círculos y enfocando todo el tiempo el haz de rayos hacia el tumor. Esto permite que una determinada zona de tejido normal sólo reciba una pequeña dosis de radiación mientras que el tumor recibe una dosis total mayor.

Usos no clínicos de los radioisótopos

Los hospitales no son los únicos sitios donde encontrarás que se usan radioisótopos. Ya has leído que la radiactividad también tiene otros usos como los reactores nucleares, las armas nucleares y las técnicas de fechado utilizando la radiactividad. Como verás en seguida, los radioisótopos también se utilizan en la investigación y en la industria de alimentos.

Usos prácticos de los trazadores Si en una reacción química se sustituye un isótopo no radiactivo por un isótopo radiactivo del mismo elemento, todos los compuestos formados en varias etapas a partir de ese elemento también serán radiactivos. Esto permite seguir la ruta de la reacción empleando instrumentos que puedan detectar radiación. De esta forma se han podido estudiar una serie de etapas y pasos que ocurren en muchas reacciones importantes.

Los radioisótopos tienen muchas aplicaciones además de aquellas que tienen dentro de un laboratorio de química. En la **figura 21.22** se muestra el uso de un marcador radiactivo para estudiar cómo se transportan los pesticidas en el medio ambiente. Si, por ejemplo, se detecta la presencia de pesticidas en una muestra de agua, podría ser muy difícil determinar de dónde provienen y cómo fue que llegaron ahí. Sin embargo, los pesticidas marcados con radioisótopos como el azufre-35, se pueden usar para rastrear cómo se transportan desde el campo hasta el cuerpo de agua. De nuevo, el principio es similar al del uso de radioisótopos para obtener imágenes del cuerpo: los radioisótopos participan en las mismas reacciones y procesos que sus isótopos no radiactivos. Los marcadores también se usan para rastrear las posibles fallas estructurales en equipos mecánicos y para rastrear las rutas que siguen los contaminantes.

■ **Figura 21.22** Un pesticida que se ha rociado en un campo puede transportarse a otras zonas por escurrimiento hacia corrientes de agua o mantos freáticos, o por el traslado de animales que han ingerido el pesticida. Si un pesticida se "marca" con un radioisótopo, como azufre-35, es factible rastrear su distribución. Se pueden tomar muestras del suelo o del agua de diferentes puntos y medir la cantidad de pesticida marcado con radiactividad.

Conexión con la Biología

Un misterio biológico resuelto con trazadores

Por muchos años, los biólogos trataron de identificar el material genético de la vida. Algunos científicos pensaban que dicho material era de naturaleza proteica. Otros creían que eran ácidos nucleicos. En 1944, una fuerte evidencia apuntó hacia el ADN. En 1952, Alfred Day Hershey y Martha Chase publicaron los resultados de sus experimentos que confirmaron que el ADN, no las proteínas, determinan la herencia.

Radioisótopos usados como trazadores para resolver misterios científicos Los isótopos radiactivos y no radiactivos de un mismo elemento actúan en la misma forma en una reacción química. Cuando los científicos quieren seguir la pista de un compuesto, sustituyen en el compuesto un isótopo no radiactivo por uno radiactivo. Después pueden utilizar detectores de radiación para rastrear y localizar ese isótopo marcador.

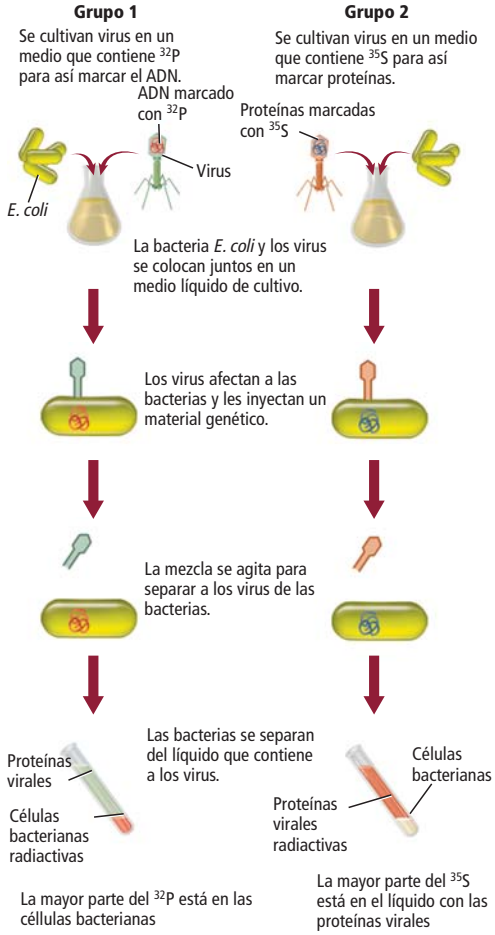


Figura 1 Experimento con bacteriófagos.

Hershey y Chase utilizaron trazadores Los bacteriófagos (fagos) son virus simples que atacan a las bacterias y sólo constan de dos partes: una cubierta proteica y ADN nuclear. La proteína está formada por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El ADN está formado por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y fósforo. Como el azufre sólo se encuentra en las proteínas y el fósforo sólo está en el ADN, Hershey y Chase eligieron ^{35}S y ^{32}P radiactivos para marcar esas moléculas y comparar la herencia de las proteínas y el ADN.

La pregunta que se hicieron Hershey y Chase fue: "Cuando un fago infecta una célula bacteriana, ¿el fago inyecta su ADN, su cubierta proteica o ambos?" Diseñaron experimentos en los que utilizaron marcadores para rastrear por separado la cubierta de proteína y el ADN del núcleo. Cultivaron bacterias en un medio que contenía ^{35}S. Cuando añadieron fagos al cultivo marcado con ^{35}S, los nuevos fagos formados tenían cubiertas proteínicas que contenían ^{35}S. Cuando infectaron bacterias sin material radiactivo con los fagos que sí tenían ^{35}S, sólo encontraron ^{35}S en las cubiertas de proteína de los fagos que estaban afuera de las bacterias nuevas. Los fagos que estaban dentro de bacterias nuevas no tenían ^{35}S en su cubierta. Esto demostró que la cubierta proteica no había sido inyectada.

El ADN es el material genético Hershey y Chase hicieron un experimento semejante, que se muestra en la **figura 1**, con bacterias que se desarrollaron en un cultivo que contenía ^{32}P, al cual añadieron fagos. Los nuevos fagos tenían ADN con ^{32}P. Esta vez, el ADN con ^{32}P había entrado a las células bacterianas no marcadas y generado nuevos fagos con una cantidad importante de ^{32}P. Los resultados mostraron que se había inyectado el ADN del núcleo del fago. El ADN del fago, por sí solo, dirigió la producción de un fago entero, con cubierta. Por consiguiente, Hershey y Chase concluyeron que el ADN, no la proteína, era el material genético.

Conexión con la Química

1. **Compara** la estructura de una proteína con la del ADN.
2. **Interpreta** Explica cómo llegaron Hershey y Chase a sus conclusiones.

Figura 21.23 La exposición a la radiación gamma aumenta el tiempo que pueden estar los alimentos en los anaqueles, ya que evita su descomposición. ¿Cuál grupo de champiñones crees que se irradió antes de almacenarlos?

Irradiación de alimentos La radiación gamma interrumpe el metabolismo en las células y a veces es suficiente para matarlas o al menos evitar que se multipliquen. Esta propiedad es de gran utilidad para esterilizar alimentos e instrumentos quirúrgicos. Los alimentos expuestos a la radiación gamma producida por el decaimiento de núcleos de cobalto-60 se conservan más tiempo, ya que se retarda su descomposición. La radiación destruye microorganismos y organismos más grandes, como los insectos. El alimento en sí mismo no se contamina con radiactividad.

La irradiación puede prolongar el tiempo que permanecen los alimentos sin refrigerar en los anaqueles, como se muestra en la **figura 21.23**. Sin embargo, ha habido oposición a la irradiación de alimentos por la preocupación de los que se han llamado productos radiolíticos únicos, o URP por sus siglas en inglés (unique radiolytic products). Estos productos son el resultado de cambios químicos debidos a los efectos ionizantes de la radiación. Pero aún no se ha podido comprender con certeza si estos URP son realmente peligrosos. La agencia FDA (Food and Drug Administration) de Estados Unidos ha aprobado la irradiación de muchas frutas y verduras.

Fuentes de radioisótopos

Mediante la química nuclear, hoy en día los científicos pueden transformar un elemento en otro, e incluso producir elementos artificiales. ¿Cómo se producen artificialmente elementos químicos? Algunos se obtienen como un subproducto en los reactores nucleares. Sin embargo, muchos se obtienen al bombardear núcleos con pequeñas partículas aceleradas a gran velocidad, lo cual se hace principalmente en tres instrumentos, que se muestran en la **figura 21.24**.

Figura 21.24 El enorme y costoso ciclotrón para biomedicina, fuertemente blindado, se utiliza para producir la mayor parte de los radioisótopos utilizados en los rastreos mediante PET. Los hospitales usan diferentes tipos de instrumentos para producir el isótopo tecnecio-99m justo antes de ser utilizado para técnicas diagnósticas, pues es un isótopo que decae rápidamente.

Ciclotrón

Tecnecio-99m

Problemas asociados con la radiactividad

Desde su descubrimiento, hace 100 años, la comprensión de la radiactividad ha crecido rápidamente. Cuando los Curie trabajaron con radioisótopos, no sabían cuán dañinos podían ser estos materiales. Marie Curie falleció de leucemia, probablemente provocada por los años que estuvo en contacto con los radioisótopos. Existen muchos más isótopos radiactivos que los pocos que estudiaron los esposos Curie. De hecho, gran parte de los casi 2 000 isótopos de todos los elementos conocidos son inestables y experimentan decaimiento nuclear. Por suerte, la mayoría no se encuentran en forma natural, sino que se producen por medio de síntesis. La mayoría de los isótopos que existen en el ambiente son isótopos estables de elementos comunes, por lo que normalmente no estás expuesto a mucha radiación que pueda dañarte.

Radiación de fondo Sin embargo, te puedes sorprender al saber que constantemente estás siendo bombardeado con bajos niveles de radiación, conocida como radiación de fondo. Una parte está en forma de rayos cósmicos, que son partículas del espacio exterior que logran llegar a la Tierra. Casi en cualquier parte de la Tierra hay elementos radiactivos. Así, aunque en poca cantidad, existen en la madera y en los ladrillos que se utilizan en las construcciones, en las telas para ropa, en los alimentos que comes e, incluso, en tu cuerpo. En las capas de roca que se encuentran debajo de las casas hay trazas de uranio, que también puede producir gas radón radiactivo. Este radioisótopo puede entrar a las casas y ser un riesgo para la salud. En la **figura 21.25** se ilustran varias fuentes de radiación.

Radiación ionizante y salud La exposición a los elementos radiactivos puede ser dañina para tu salud. Esto se debe a que la radiación que emiten tiene la potencia suficiente para golpear y liberar los electrones de los átomos y generar iones cuando chocan con materia eléctricamente neutra.

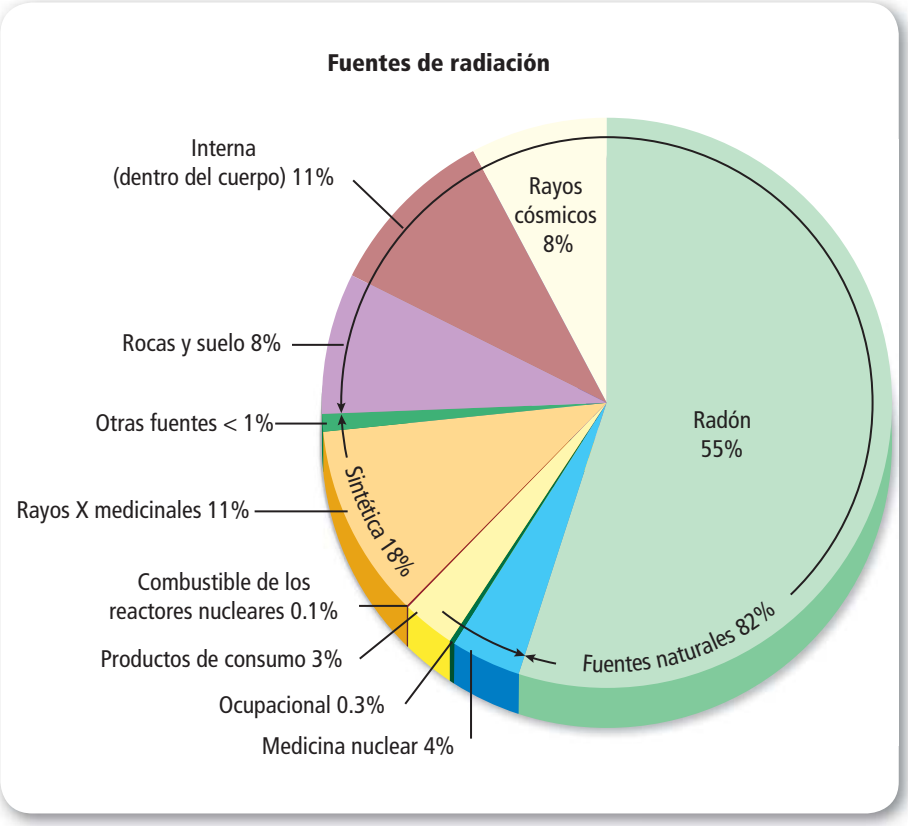


Figura 21.25 Como lo muestra esta gráfica de pastel, la radiactividad natural constituye alrededor de 82 por ciento de la radiación a la que estás expuesto. Gran parte de la radiación natural proviene del radón que se forma debido al decaimiento del uranio que se encuentra en las rocas y en el suelo. Un 18 por ciento de la radiación restante proviene de fuentes producidas por los seres humanos durante este último siglo, incluyendo herramientas de medicina nuclear como los rayos X y los combustibles nucleares utilizados en los reactores.

Debido a que la radiación nuclear puede conducir a la formación de iones, también se le conoce como radiación ionizante. Por el contrario, gran parte de la radiación electromagnética —como la luz visible ordinaria— no tiene la suficiente energía para golpear y sacar los electrones de los átomos neutros y, por tanto, es radiación no ionizante. Sólo la radiación como los rayos cósmicos y los rayos X tienen suficiente energía para generar iones. Es sobre todo la capacidad ionizante lo que hace peligrosos a los elementos radiactivos.

Por ser tan peligrosos, se deben tomar precauciones minuciosas y costosas para proteger a las personas que trabajan con radioisótopos. Los productos de desecho muy radiactivos, que pueden emplear muchos miles de años en decaer, se deben almacenar con extrema seguridad. Es difícil seleccionar los sitios para almacenar estos radioisótopos, al igual que también es difícil su transporte hacia los lugares designados para almacenarlos. Muchas personas están preocupadas por los procesos nucleares como fuentes de energía. La amenaza de una guerra nuclear y la preocupación por la lluvia radiactiva genera una fuerte oposición al uso de cualquier forma de radiactividad.

Exposición a la radiación La radiación puede dañar seriamente las partes de una célula y matarla. La **figura 21.26** muestra una lesión cutánea causada por el daño producido por la radiación a las células de la piel. El daño al ADN puede ser particularmente peligroso porque esta sustancia es la plantilla para la síntesis del material genético de las futuras generaciones. Cuando se divide una célula que tiene un daño en el ADN, todas las células originadas por ella también tendrán dañado el ADN. Cuando este daño se produce en los óvulos o en las células espermáticas de los individuos, el ADN dañado o con alguna mutación puede pasar a los descendientes.

Medidas de la exposición a la radiación Para medir la energía de una cantidad dada de radiación se pueden utilizar distintas unidades. Una unidad que se usa para medir la dosis recibida de radiación se llama gray. Un **gray** equivale a la transferencia de 1 joule de energía en forma de radiación a 1 kg de células vivas. Sin embargo, la radiación que llega a los tejidos vivos no se absorbe completamente. El daño biológico causado por la radiación se indica mejor en términos de la cantidad real absorbida, la cual se mide con una unidad denominada sievert (Sv). Un **sievert** equivale a 1 gray, multiplicado por un factor que toma en consideración la cantidad de radiación absorbida por el tejido al cual llega. En la **tabla 21.3** se señalan los posibles efectos biológicos de una sola dosis de radiación con distinta potencia.

Exposición anual a la radiación La radiación ionizante de fondo proveniente de fuentes naturales representa una dosis de unos 0.003 Sv por año para cada persona. El gobierno de Estados Unidos recomienda que tu exposición total a otras fuentes de radiación se limiten a 0.005 Sv por año. A los trabajadores de las plantas nucleares se les permite exponerse a 0.05 Sv por año. Ambas dosis están por debajo de la dosis única de 2 a 5 Sv que puede ser letal. Además del nivel basal de radiación natural, la única fuente significativa de radiación para la mayoría de las personas que no trabajan cerca de materiales radiactivos es la radiación recibida en la clínica, principalmente de rayos X. La dosis equivalente a una radiografía de tórax es de unos 0.0005 Sv, y la de una radiografía dental es cercana a 0.0002 Sv, lo cual representa riesgos que la mayoría de las personas consideraría ligeros comparados con los beneficios potenciales del diagnóstico con rayos X.

Figura 21.26 La radiación puede afectar los procesos celulares y dañar la piel.

Tabla 21.3 Posibles efectos fisiológicos de la radiación

Dosis (Sv)	Efecto
0-0.25	No hay efecto inmediato
0.25-0.50	Disminución temporal de la cantidad de leucocitos
0.50-1.0	Disminución importante de la cantidad de leucocitos, lesiones
1.0-2.0	Náusea, caída del cabello
2.0-5.0	Hemorragia, posible muerte
>5.0	50% de probabilidad de muerte dentro de 30 días desde la exposición

Figura 21.27 Los rayos X a los que te expones en las pruebas clínicas o en el consultorio del dentista sólo representan un riesgo menor de radiación y son de gran valor para el diagnóstico. Otras fuentes de radiación, como los cigarrillos, representan serios peligros y no aportan ningún beneficio.

El estilo de vida y los factores del medioambiente pueden llevar a exponerse a una radiación mayor que la que hay en la radiación de fondo, como se muestra en la **figura 21.27.** El humo del cigarrillo contiene cantidades importantes de material radiactivo que puede contribuir al cáncer de pulmón. Fumar dos cajetillas de cigarrillos al día equivale a una exposición de 0.1 Sv por año. Vivir en un lugar situado a gran altitud o viajar con frecuencia en aviones aumenta tu exposición a los rayos cósmicos del espacio exterior. Esto se explica porque cuanto más alto te encuentres, hay menos atmósfera para bloquear la radiación que entra.

MiniLab 21.2

Prueba para detectar radón

¿Cómo puedes llevar a cabo una prueba para saber si hay radón gaseoso? Un alto nivel de radón en un hogar se correlaciona con un mayor riesgo de cáncer de pulmón para sus habitantes. El radón-222 es un producto temporal del decaimiento de uranio-238, que se efectúa en forma natural en muchas rocas y suelos.

Procedimiento

1. Busca y lee la guía de medidas de seguridad para todas las sustancias que usarás.
2. Tu profesor debe proporcionar a la clase varios **detectores comerciales de radón**, uno para cada grupo de estudiantes. Las latas que se exponen durante cuatro días son más prácticas; sin embargo, las unidades para 30 días por lo general dan resultados más confiables.
3. Debes familiarizarte con los tipos de construcción de las casas, los aspectos geológicos y geográficos y otros factores como las industrias que estén cerca de tu vivienda. Decide con la clase el sitio en el que cada grupo colocará su detector.
4. Pide permiso a los propietarios o a las personas que habiten en la casa donde deseas hacer la prueba para detectar radón.
5. Sigue las instrucciones que vienen en los detectores para colocarlos en la casa que seleccionaste. Manda evaluar los detectores siguiendo las instrucciones señaladas.
6. Examina tus resultados, reúne los de los demás compañeros de clase y ordénalos en una tabla.
7. Busca las precauciones de seguridad en los detectores. Asegúrate de seguirlas todas al pie de la letra.

Análisis

1. **Identifica** ¿Algunos de los resultados de las pruebas exceden el máximo nivel recomendado por la Agencia de Protección Ambiental de Estados Unidos, que es de 4 picocuries por litro? ¿Cuántos grupos obtuvieron estos resultados y por cuánto se excedieron?
2. **Analiza** con cuidado los datos de la clase, y busca una correlación entre los niveles de radón y factores como el aspecto geográfico y geológico, las industrias cercanas, el estilo de la casa y los materiales utilizados para su construcción.
3. **Sugiere** varias formas para reducir los niveles de radón en los hogares.

Química cotidiana

El radón, un asesino invisible

Si no fumas o aspiras humo de cigarrillo, ¿también puedes contraer cáncer de pulmón? La respuesta es sí. Cada año se producen de 15 000 a 20 000 decesos debido al cáncer de pulmón provocado por la contaminación con radón. El radón, el elemento 86, es el gas noble más denso. Todos sus isótopos son radiactivos. El radón-222 tiene la vida media más larga, de 3.823 días. Este isótopo se forma en los depósitos de uranio que existen en la corteza terrestre. Como es un gas, puede filtrarse a través de las rocas y el suelo y subir a la superficie.

¿Por qué el radón puede ocasionar cáncer de pulmón? Aunque el radón es radiactivo, no es demasiado peligroso. Gran parte del gas se inhala y se exhala rápidamente, como cualquier otro gas. Sin embargo, el radón tiene una vida media corta y rápidamente se transforma en isótopos radiactivos de polonio y plomo.

$$^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

$$^{218}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{214}_{82}\text{Pb} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

Estos isótopos radiactivos son sólidos que pueden adherirse al polvo. Cuando se inhala polvo, estos sólidos radiactivos se quedan en los pulmones. Las partículas alfa de alta energía del polonio y del plomo dañan el ADN de las células pulmonares, y a veces provocan cáncer.

¿El radón puede entrar a tu casa? El radón puede entrar a los hogares y otros edificios a través de las hendiduras de los cimientos de concreto y de las duelas del piso, las paredes de bloques de concreto poroso, por los espacios mal sellados y con poca ventilación y por las pequeñas áreas cercanas a la tubería del agua y de las alcantarillas. A principios de 1970, el radón comenzó a ocasionar mayores problemas. La gente fabricó sus casas más herméticas para ahorrar energía y dinero, lo cual contribuyó a encerrar el indeseable radón.

¿Tu hogar es seguro? Como el radón es un gas denso, se acumula cerca de los cimientos de las estructuras. Es fácil probar la presencia del gas con detectores comerciales, como el que se muestra en la **figura 1**.

Figura 1 Las pruebas de detección miden la cantidad de radón en los hogares.

Los detectores de radón se pueden comprar en las ferreterías. La Agencia de Protección Ambiental (EPA, por sus siglas en inglés) considera inaceptable un nivel de más de 4 picocuries por litro (pCi/L).

¿Cómo se puede remediar la contaminación por el radón? Por lo general, para resolver los problemas originados por la contaminación por radón sólo se necesita hacer algunas reparaciones o cambios. A veces, es suficiente instalar un ducto de ventilación en el área contaminada o bajo los cimientos. Sellar grietas o espacios alrededor de las tuberías también ayuda a prevenir la entrada de radón.

Explorando más

1. **Compara y contrasta** Compara el uso, operación y eficacia de los detectores de radón de corto y de largo plazos.
2. **Razonamiento crítico** Algunos átomos de gas radón de los pulmones pueden volverse peligrosos. Explica por qué.

■ **Figura 21.28** La mayoría de los desechos radiactivos son desechos de bajo nivel. Esto significa que en un volumen muy grande de los desechos, sólo hay una pequeña cantidad de material radiactivo. Además, los desechos radiactivos generados por hospitales por lo general contienen isótopos cuyas vidas medias son cortas. Los desechos con isótopos de vida media corta son más fáciles de tratar que los desechos que tienen isótopos de vida media larga.

Explica ***por qué los desechos de los hospitales por lo general sólo tienen isótopos de vida media corta.***

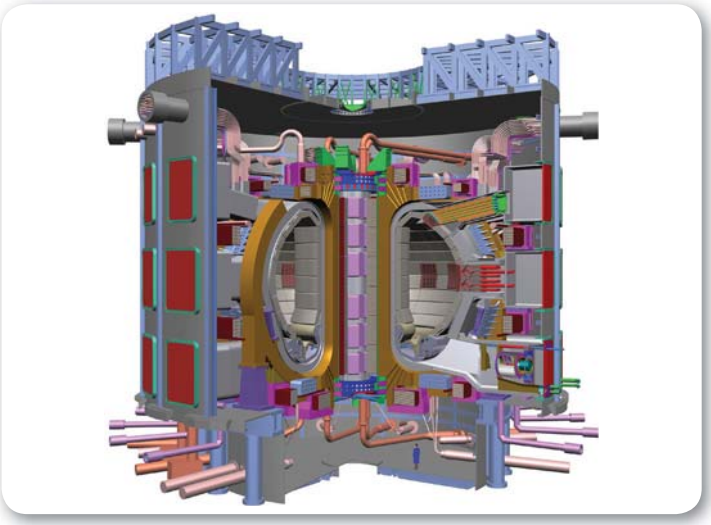
Eliminación de desechos

Probablemente asocias los desechos radiactivos con los reactores nucleares, pero más de 80 por ciento de todos estos desechos radiactivos se genera en los hospitales. En la **figura 21.28** se muestra el tipo de contenedor que se utiliza de manera común para los desechos radiactivos que se usan en las clínicas. ¿Qué se puede hacer para tratar estos desechos peligrosos y evitar que dañen a los organismos vivos? La mayor parte del material de desecho radiactivo producido en los hospitales contiene isótopos de vida media corta. Este tipo de desechos simplemente se puede almacenar hasta que los isótopos decaigan a un nivel seguro.

Aunque la cantidad de los desechos de los reactores nucleares pueden ser menores que los que generan los hospitales, son más peligrosos. Por ejemplo, las barras de combustible usadas que se generan en los reactores nucleares, contienen radioisótopos de corta y de larga vida que se formaron debido a las colisiones entre partículas que se desplazan con gran rapidez y los átomos del combustible nuclear y los de las paredes del reactor mismo. Estas barras normalmente se almacenan durante décadas en algún lugar del reactor hasta que los isótopos de vida media corta hayan decaído.

¿Qué se puede hacer después de este punto para aislar los radioisótopos de vida media larga? El plan que parece ser más promisorio es incorporar los núcleos inestables a un material estable como el vidrio, que luego se recubre con latas fabricadas con capas de acero y concreto. Las latas se pueden enterrar luego a una gran profundidad debajo de formaciones rocosas estables, como se muestra en la **figura 21.29.** Los depósitos podrían localizarse en un área remota y seca.

■ **Figura 21.29** Los desechos que contienen isótopos peligrosos de vida media larga son más difíciles de tratar. Estos desechos se empaquetan con el mayor cuidado posible y se entierran a grandes profundidades. En esta imagen se muestra los túneles de la montaña Yucca.



■ **Figura 21.30** Generar electricidad mediante fusión, en lugar de mediante fisión, podría tener ventajas importantes en la eliminación de los desechos radiactivos. El proyecto ITER es un proyecto internacional en el cual colaboran Estados Unidos, Japón, la Unión Europea, China, India, la Federación Rusia y Corea del Sur, destinado a desarrollar reactores de fusión. Aunque se ha hecho un gran progreso, aún hay muchos obstáculos que vencer antes de que las reacciones de fusión controladas por humanos puedan usarse para generar electricidad.

Considera ***¿Hay, actualmente, alguna forma de aprovechar la energía que se obtiene de las reacciones de fusión para generar electricidad?***

Otra propuesta que se ha puesto a prueba es enterrar los desechos en los sedimentos de arena en la profundidad del océano. También se está considerando reciclar el uranio para utilizarlo nuevamente en los reactores. El uranio se puede extraer de las barras usadas si éstas se disuelven por medios químicos. Este uranio puede usarse luego para fabricar nuevas barras. Sin embargo, este proceso de reciclaje es, por lo pronto, muy costoso. Ya sea que se reciclen los desechos o se ponga a prueba la tecnología para eliminarlos con el uso de materiales nucleares, estas tareas urgentes van a influir en el desarrollo de más tecnologías que utilicen estos materiales. En la **figura 21.30** se muestra otro tipo de tecnología que, promoviendo la fusión, puede ser que algún día acabe con los desechos producidos de los reactores de fisión.

Las decisiones adoptadas para el uso de materiales nucleares no sólo incumben a los representantes del gobierno o a los científicos. Tú también tendrás que tomar decisiones acerca de estos materiales, tomando decisiones referentes a qué tipo de energía se va a suministrar a tu comunidad, si tu país debe fabricar armas nucleares y, en un plazo más inmediato, si te sometes a tratamientos médicos que utilicen radioisótopos. Una buena comprensión de la química nuclear puede influir en tus decisiones.

PROBLEMAS ADICIONALES

Para practicar más con las reacciones nucleares, revisa los problemas adicionales de la página 843.

Sección 21.3 Evaluación

Resumen de la sección

- Los trazadores radiactivos se utilizan para rastrear compuestos en un organismo y trazar la ruta de los contaminantes.
- La radioterapia implica matar selectivamente las células cancerosas que se dividen muy rápido, mediante radiación.
- La radiación gamma se puede usar para irradiar alimentos y evitar su descomposición.
- La mayor parte de radiación a la que estás expuesto proviene de fuentes naturales.

15. Idea PRINCIPAL **Resume** ¿Qué efecto tiene la radiación en las células vivas?
16. **Identifica** ¿En qué enfermedad se utiliza con mucha frecuencia la radioterapia?
17. **Explica** el funcionamiento de un barrido con PET.
18. **Describe** ¿Cómo se puede utilizar un marcador radiactivo para estudiar el metabolismo de la glucosa en las células?
19. **Enlista** ¿Qué isótopos radiactivos se pueden utilizar en las técnicas de barrido para examinar las fracturas de los huesos y otras anomalías? Incluye al menos dos elementos no estudiados en este capítulo y explica tu respuesta.
20. **Explica** ¿Por qué se irradian los alimentos? ¿Esto los convierte en radiactivos?

CAPÍTULO 21

Guía de estudio

STUDY TO GO Visita glencoe.com para descargar exámenes y más material para estudiar.

GRAN Idea La química nuclear tiene un gran número de aplicaciones, que van desde la producción de electricidad, hasta el diagnóstico y tratamiento de enfermedades.

Sección 21.1 Tipos de radiactividad

Idea PRINCIPAL Las radiaciones alfa, beta y gamma son tres tipos de radiación que son emitidas por núcleos inestables cuando decaen para formar núcleos estables.

Vocabulario

- partícula alfa (p. 743)
- partícula beta (p. 745)
- radiactividad (p. 741)
- rayo gamma (p. 745)
- vida media (p. 752)

Conceptos clave

- En las reacciones nucleares participan protones y neutrones.
- La radiactividad se puede detectar y medir con película fotográfica e instrumentos, como los contadores Geiger y los contadores de centelleo.
- La vida media de un elemento radiactivo es el tiempo transcurrido para que decaigan la mitad de los núcleos presentes en la muestra.

Sección 21.2 Las reacciones nucleares y la energía

Idea PRINCIPAL La fisión y la fusión liberan grandes cantidades de energía.

Vocabulario

- deuterio (p. 761)
- fisión nuclear (p. 757)
- fusión nuclear (p. 760)
- reactor nuclear (p. 759)
- tritio (p. 761)

Conceptos clave

- Durante una reacción nuclear, una masa pequeña se transforma en una gran cantidad de energía de acuerdo con la ecuación de Einstein $E = mc^2$.
- La masa crítica es la mínima masa de una muestra de material fisionable que es necesaria para que pueda llevarse a cabo una reacción en cadena.
- El uranio-235 experimenta una reacción de fisión en cadena en un reactor nuclear, con lo cual parte de la energía liberada se transforma en electricidad.
- Las reacciones de fusión que ocurren en el Sol proporcionan energía para la Vida de la Tierra.

Sección 21.3 Herramientas nucleares

Idea PRINCIPAL La radiación tiene muchas aplicaciones útiles, pero también causa efectos biológicos dañinos.

Vocabulario

- gray (p. 769)
- sievert (p. 769)

Conceptos clave

- Los trazadores radiactivos se utilizan para rastrear compuestos en un organismo y trazar la ruta de los contaminantes.
- La radioterapia implica matar selectivamente las células cancerosas que se dividen muy rápido, mediante radiación.
- La radiación gamma se puede usar para irradiar alimentos y evitar su descomposición.
- La mayor parte de radiación a la que estás expuesto proviene de fuentes naturales.

Química en línea Vocabulary PuzzleMaker glencoe.com

Comprensión de conceptos

21. ¿Qué parte del átomo produce radiactividad?

22. ¿Qué es la radiación ionizante?

23. ¿Qué emite un núcleo que experimenta cada uno de los siguientes tipos de decaimiento?
a) alfa **b)** beta **c)** gamma

24. ¿Qué tipos de materiales bloquean las partículas alfa? ¿Las partículas beta? ¿Los rayos gamma?

25. Balancea las siguientes ecuaciones que representan reacciones nucleares del decaimiento en serie del uranio-238.
a) $? \rightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$
b) ${}^{234}_{90}Th \rightarrow {}^{234}_{91}Pa + ?$
c) $? \rightarrow {}^{214}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$
d) ${}^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{4}_{2}He + ?$

26. Explica por qué el fechado con carbono-14 no se puede usar para determinar la edad de un fósil de dinosaurio.

27. ¿Qué inicia la reacción en cadena que se produce en los reactores de fisión nuclear que se usan en la actualidad? ¿Qué es lo que permite que prosiga? ¿Cómo se controla su velocidad?

28. ¿Qué tipo de radiación nuclear se produce en las estrellas?

29. Cuando alguno de éstos se escapa de un núcleo, ¿qué le sucede al número atómico y al número de masa del átomo?
a) una partícula alfa
b) una partícula beta
c) radiación gamma

30. Enlista tres maneras en que se usen los radioisótopos en medicina.

31. ¿Cómo se utiliza el cobalto-60 para el tratamiento del cáncer?

Aplicación de conceptos

32. Explica por qué los radioisótopos con vidas medias largas no son utilizados para procedimientos médicos en los que se tengan que administrar de manera interna a los pacientes. ¿Cuáles son las vidas medias de los ampliamente utilizados en medicina yodo-131, el tecnecio-99m y el gadolinio-153?

33. ¿Qué nuevo elemento se forma si el magnesio-24 se bombardea con un neutrón y después libera un protón?

34. Algunos tipos de marcapasos contienen plutonio-239 como fuente de energía. Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento alfa del plutonio-239.

Conexión con la Biología

35. ¿Qué resultados habrían observado Hershey y Chase si hubieran tenido
a) sólo proteínas marcadas con un marcador radiactivo?
b) sólo ADN marcado con un marcador radiactivo?
c) proteínas y ADN marcados con oxígeno-18?

Química y tecnología

36. Durante la formación de carbono-14 en la atmósfera, también se produce hidrógeno. Explica por qué.

Conexión con el Arte

37. Si el plomo blanco de una muestra de pintura tomada de una supuesta falsificación de una famosa pintura antigua tuviera una alta proporción de radio-226 a polonio-210, ¿qué se podría concluir?

Razonamiento crítico

Diseña un experimento

38. QuimiLab Diseña un experimento para determinar qué tan larga es la vida media del "centavium", si se estandariza la agitación de la caja.

Saca conclusiones

39. MiniLab 21.1 ¿Por qué la mayor parte de las reacciones en cadena se detienen antes de que se consuman todos los elementos que reaccionan?

Elabora una hipótesis

40. MiniLab 21.2 ¿Esperarías encontrar niveles mayores de radón en los cimientos de las casas que tienen pisos de tierra o en los que tienen pisos de concreto grueso? Explica tu respuesta.

Capítulo 21 Evaluación

Revisión acumulativa

41. Enlista el cambio de estado que ocurre durante cada uno de los siguientes procesos. (*Capítulo 10*)

a) ebullición.
b) fundición.
c) sublimación.
d) condensación.
e) congelamiento.
f) deposición.

42. ¿Cuáles son los cuatro factores que influyen en la velocidad de una reacción química? (*Capítulo 6*)

Prueba de habilidades

43. Uso de una tabla Examina la **tabla 21.4,** en la cual se proporciona información acerca del uso de la energía nuclear en algunos países durante 2006. Después, escribe un resumen de un párrafo de esta información, incorporando las respuestas a las preguntas que siguen a la tabla.

Tabla 21.4 Uso de energía nuclear

País	Porcentaje de electricidad proveniente de reactores nucleares
Argentina	6.9
Bélgica	54
Brasil	3.1
Francia	78
Hungría	38
Países bajos	3.5
Corea del Sur	39
Suecia	48
Reino Unido	18
Estados Unidos	19

a) ¿Cuántos países obtuvieron más de 40 por ciento de su electricidad de la energía nuclear?
b) ¿El porcentaje de electricidad de la energía nuclear en Estados Unidos fue mayor o menor que el porcentaje promedio de todos los países señalados en la tabla?

ESCRIBIENDO Química

44. Escribe un informe sobre el desarrollo del reactor de fusión tokamak. Investiga acerca de los progresos que se han logrado en los reactores experimentales de fusión tokamak para que su operación sea eficiente y barata. ¿Cuándo crees que rebasarán el punto de ruptura uniforme en términos de energía producida con respecto a la entrada de energía? ¿Crees que nunca lo harán? ¿Los reactores diseñados de otra manera podrían reemplazar al tokamak antes de que este último se utilice comercialmente?

45. La película *Fat Man and Little Boy* (traducida al español como Creadores de Sombras) trata sobre las personas que estuvieron involucradas en el Proyecto Manhattan, la operación que desarrolló la primera bomba atómica durante la Segunda Guerra Mundial. Mira esta película y usa recursos bibliográficos en los que puedas leer más sobre el Proyecto Manhattan. Escribe una reseña crítica sobre la película, donde también incluyas una discusión sobre qué tan precisa crees que es la película con respecto a aspectos históricos y científicos.

Resolución de problemas

46. ¿Por qué ahora hay una mayor preocupación sobre los niveles de radón que hace 30 años?

47. ¿Qué porcentaje de C-14 se esperaría encontrar en una pieza de 34 000 años de un hueso fosilizado de un mastodonte, comparado con una pieza similar de hueso de un elefante moderno?

48. ¿Qué tan antiguo es un rollo egipcio hecho de papiro, que contiene 75 por ciento de la cantidad de C-14 que sería encontrada en una pieza de papel hoy en día?

49. El mercurio-190 tiene una vida media de 20 minutos. Si tuvieras una muestra de 36.0 mg, ¿qué tanto mercurio-190 quedaría después de una hora?

50. El isótopo más común del torio, $^{232}_{90}Th$, emite partículas alfa radiactivas. ¿Qué producto resulta cuando el torio-232 decae emitiendo una partícula alfa? Escribe una ecuación para el proceso.

Química en línea Chapter Test glencoe.com

Acumulativo

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones sobre el decaimiento beta es verdadera?
- **a)** Las partículas beta pueden ser detenidas por hojas gruesas de papel.
- **b)** Durante el decaimiento beta, un elemento será transformado en un elemento diferente.
- **c)** Una partícula beta tienen un tamaño y peso similares a una partícula alfa.
- **d)** Después del decaimiento beta, un átomo adquiere una carga de –1.

2. Unos arqueólogos descubrieron un esqueleto humano y lo fecharon perteneciente al año 9400 a.C. ¿Qué porcentaje aproximado de carbono-14 está presente en el esqueleto comparado con la cantidad de carbono-14 presente en una persona viva?
- **a)** 12.5%
- **b)** 25%
- **c)** 45%
- **d)** 61%

3. La reacción entre el níquel y el cloruro de cobre(II) es:

$$Ni(s) + CuCl_2(ac) \longrightarrow Cu(s) + NiCl_2(ac)$$

Las semirreacciones para esta reacción redox son
- **a)** $Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$; $Cl_2 \longrightarrow 2Cl^- + 2e^-$
- **b)** $Ni \longrightarrow Ni^{+} + e^-$; $Cu^{+} + e^- \longrightarrow Cu$
- **c)** $Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$; $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$
- **d)** $Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$; $2Cu^{+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

4. Una diferencia de potencial eléctrico también se conoce como
- **a)** oxidación.
- **b)** reducción.
- **c)** corrosión.
- **d)** voltaje.

5. Los hidrocarburos que tienen un enlace triple se llaman
- **a)** isómeros.
- **b)** alquinos.
- **c)** alquenos.
- **d)** alcanos.

6. La fórmula empírica de un carbohidrato es
- **a)** $C_6H_{12}O_6$
- **b)** $C_{12}H_{24}O_{12}$
- **c)** CH_2O
- **d)** $C_2H_3O_2$

7. Durante una reacción catalizada, el catalizador
- **a)** provee energía adicional para aumentar la velocidad de la reacción.
- **b)** reduce la energía de activación requerida para aumentar la velocidad de reacción.
- **c)** transforma una reacción endotérmica en una reacción exotérmica.
- **d)** transforma una reacción exotérmica en una reacción endotérmica.

8. La ecuación de Albert Einstein $E = mc^2$ dice que
- **a)** la masa y la energía son dos entidades básicas en el universo.
- **b)** la materia y la energía están relacionadas y son intercambiables a la velocidad de la luz.
- **c)** sólo se necesitan pequeñas cantidades de energía para crear grandes cantidades de materia.
- **d)** pequeñas cantidades de materia pueden convertirse en grandes cantidades de energía.

9. ¿A cuál de las siguientes reacciones que ocurren en el centro del Sol se debe la inmensa energía liberada por éste?
- **a)** fisión nuclear.
- **b)** decaimiento gamma.
- **c)** fusión nuclear.
- **d)** decaimiento alfa.

10. ¿Cuál de los siguientes procesos NO representa una reacción química?
- **a)** la disolución de cloruro de sodio en agua.
- **b)** la combustión de gasolina.
- **c)** el cambio de coloración del papel ante la luz solar.
- **d)** la leche cuajándose.

¿NECESITAS AYUDA?										
Si fallaste la pregunta . . .	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Revisa la sección . . .	21.1	21.1	16.1	17.1	18.1	19.1	20.1	21.2	21.2	6.1

Recursos para el estudiante

Para estudiantes y tutores

Las páginas que se encuentran a continuación proporcionan información que te ayudará a mejorar tus habilidades para que puedas sacar mejor provecho de tus lecturas y comprendas cómo escribir de manera científica y analizar datos. Los recursos para el estudiante te ayudarán a mejorar tus habilidades para realizar comparaciones, elaborar notas y guías, analizar recursos y sustentar un debate. La guía para adquirir experiencia en química te ayudará a repasar y mejorar tu destreza en la comprensión de cómo resolver los problemas matemáticos que se presentan en la química. Hacer un repaso de las reglas para las operaciones matemáticas, como la notación científica, el análisis dimensional, fracciones y porcentajes, también puede ayudarte a mejorar tus calificaciones. El compendio de datos químicos te facilitará el acceso a información y datos. Los problemas adicionales y las respuestas a los problemas te ayudarán a mejorar tu comprensión.

Tabla de contenido

Recursos para el estudiante 778

Guía para adquirir experiencia en química. 783

Mediciones en la ciencia 783
Relación entre medidas en los sistemas SI, métrico e inglés 786
Realiza e interpreta mediciones 789
Expresión de la exactitud de las mediciones 790
Expresión de cantidades con notación científica 792
Operaciones con la calculadora 796
Uso del análisis dimensional 798
Organización de la información 800
Proporciones, fracciones y porcentajes 805
Operaciones con fracciones 806

Problemas adicionales 807

Medidas de seguridad 844

Medidas de seguridad en el laboratorio de química 844
Primeros auxilios en el laboratorio 844
Símbolos de seguridad 845

Compendio de datos químicos . . . 846

D.1 Tabla periódica moderna 846
D.2 Código de colores 848
D.3 Símbolos y abreviaturas 848
D.4 Tabla alfabética de los elementos . 849
D.5 Propiedades de los elementos 850
D.6 Configuración electrónica de los elementos 853
D.7 Constantes físicas útiles 855
D.8 Nombres y cargas de iones poliatómicos 855
D.9 Reglas de solubilidad 856
D.10 Constantes del producto de solubilidad (a 25°C) 856
D.11 Indicadores ácido-base 857

Respuestas a los problemas 858

Laboratorios en casa 868

Glosario/Glossary 879

Índice 897

Realización de comparaciones

¿Por qué desarrollar esta habilidad?

Imagina que quieres comprar un reproductor portátil de música MP3 y que debes escoger entre tres modelos. Probablemente compararás las características de los tres modelos, como el precio, la cantidad de memoria, la calidad del sonido y el tamaño, para así determinar cuál modelo es el mejor para ti. En el estudio de la química, frecuentemente haces comparaciones entre las estructuras de los compuestos y de los elementos. También compararás los descubrimientos científicos o eventos de un periodo con aquellos que hayan ocurrido en otro periodo.

Aprende la habilidad

Cuando haces una comparación, examinas dos o más objetos, grupos, situaciones, sucesos o teorías. Primero debes decidir qué es lo que debe compararse y qué características usarás para compararlo. A continuación debes identificar todas las similitudes y diferencias.

Por ejemplo, se pueden hacer comparaciones entre los dos átomos que se muestran en la figura de esta página. Se puede comparar la estructura del átomo de hidrógeno con la estructura del átomo de oxígeno. Si lees el texto de la figura podrás darte cuenta de que los dos átomos tienen protones, neutrones y electrones. Sin embargo, también podrás observar que el número de protones y de electrones es diferente, al igual que son diferentes los tamaños de los átomos.

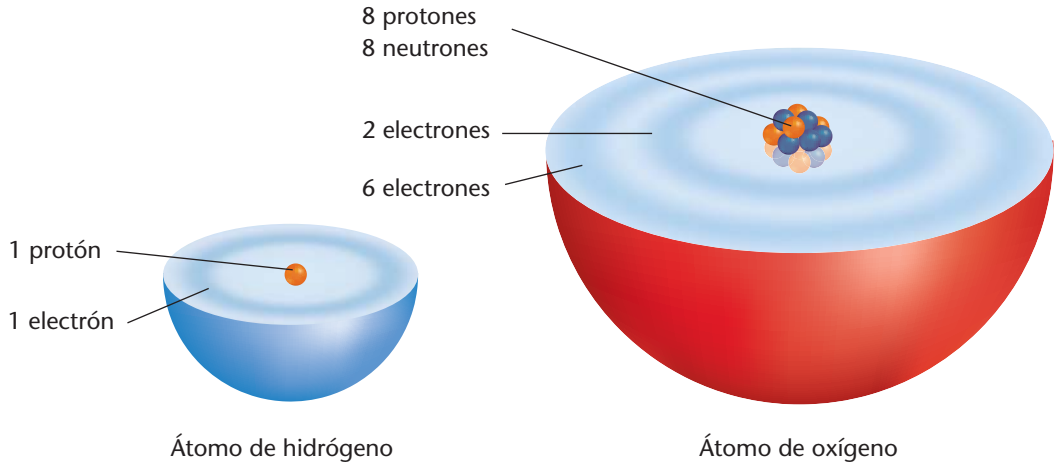
Practica la habilidad

Elabora una tabla que tenga por título *Átomos de hidrógeno y oxígeno*. Divídela en tres columnas. En la primera columna coloca el título *Protones*; en la segunda, *Neutrones*, y en la tercera *Electrones*. Divide la tabla en dos filas. En la primera de ellas coloca el título *Hidrógeno* y, en la segunda, *Oxígeno*. En la primera columna anota el número de protones que tiene cada átomo. Completa la tabla escribiendo el número de neutrones y de electrones de cada átomo en las dos últimas columnas. Cuando hayas terminado la tabla responde las siguientes preguntas:

1. ¿Qué se está comparando? ¿Cómo se está haciendo la comparación?
2. ¿Qué tienen en común el átomo de hidrógeno y el de oxígeno?
3. Describe cómo es que las diferencias entre estos dos átomos afectan el número de niveles energéticos que tiene cada átomo.

Aplica la habilidad

Compara En la página 600 encontrarás las ilustraciones de una celda galvánica y de una celda electrolítica. Compara cuidadosamente estas dos ilustraciones y, a continuación, identifica las similitudes y las diferencias que hay entre los dos tipos de celdas.



Átomo de hidrógeno Átomo de oxígeno

Fuente: Capítulo 2, Sección 2, p. 76

Elaboración de notas y guías

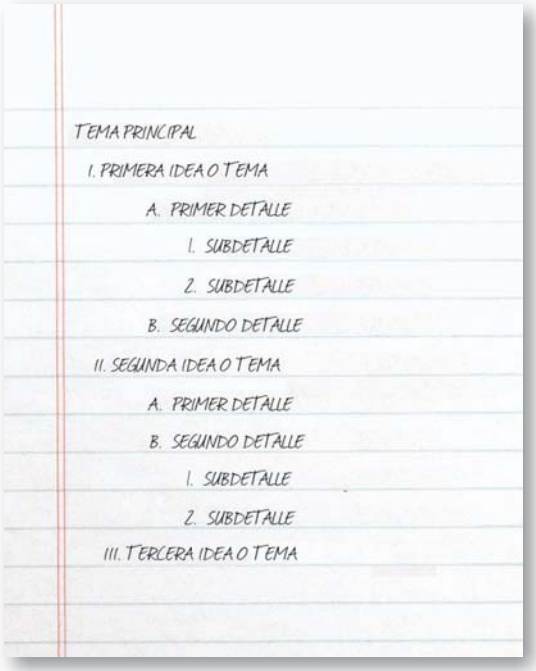
¿Por qué desarrollar esta habilidad?

Una de las mejores maneras de recordar algo es escribirlo. Tomar notas (escribir la información de una forma breve y ordenada) te ayuda a recordar y a que estudiar te resulte más fácil.

Aprende la habilidad

Aunque hay varios estilos de tomar notas, todos ellos requieren que la información se acomode en un orden lógico. Conforme leas, identifica y resume las ideas principales y los detalles que las sustentan, y escribe todo esto en tus notas. En lugar de copiar directamente la información del texto, parafraséala, es decir, usa tus propias palabras para explicarla. También te puede ayudar usar tarjetas o desarrollar un lenguaje abreviado personalizado (en el que, por ejemplo, se usen símbolos para representar palabras).

También te puede resultar útil la elaboración de una guía conforme vas tomando notas. Cuando elabores la guía, primero lee el material con el que trabajarás para identificar las ideas principales. En los libros de texto, los títulos de las secciones contienen pistas sobre los temas principales. Identifica los subtemas. Coloca algunos detalles importantes debajo de cada título. El patrón típico para una guía de ideas es el siguiente:



Practica la habilidad

Lee el siguiente fragmento del capítulo 19. Usa los pasos que acabas de leer sobre elaborar notas y guías. Después responde las preguntas que siguen.

¿Qué ocurre a los azúcares y al almidón del plátano que te has comido? Los azúcares son lo suficientemente pequeños como para poder ser transportados hacia el interior de las células que recubren tu sistema digestivo. De ahí pasan a tu torrente sanguíneo para llegar a otras células. Las moléculas de almidón son demasiado grandes para poder entrar a las células. En cuanto muerdes la fruta, las enzimas que hay en tu saliva comienzan a hidrolizar el almidón en glucosa. De la misma manera, la gran variedad de grandes y complejas moléculas que hay en los alimentos se deben romper para formar unidades más pequeñas que las células puedan absorber.

Las enzimas catalizan las reacciones en las cuales se degradan las proteínas, los carbohidratos y los lípidos. A este proceso se le da el nombre de digestión. Sólo los pequeños bloques de construcción pueden entrar en las células para utilizarse en las innumerables reacciones que se realizan en el metabolismo. El metabolismo es la suma de todas las reacciones químicas necesarias para la vida de un organismo.

Estas numerosas reacciones celulares, que tienen una compleja intercomunicación, transforman la energía química almacenada en los enlaces de los compuestos nutritivos en otras formas de energía y sintetizan las biomoléculas necesarias para dar estructura y realizar las funciones de los seres vivos. ¿De dónde proviene la energía química almacenada en las moléculas de los compuestos nutritivos? Esta energía proviene de la energía solar que se transformó durante la fotosíntesis de las plantas. Es decir, que toda la energía que necesitamos para vivir proviene de la luz solar.

1. ¿Cuál es el tema principal del fragmento?
2. ¿Cuáles son la primera, la segunda y la tercera ideas?
3. Proporciona un detalle para cada una de las ideas.
4. Proporciona un subdetalle para cada uno de los detalles.

Aplica la habilidad

Elabora notas y guías Ve a la sección 2.1 y toma notas, parafraseando y usando un lenguaje abreviado o bien creando una guía. Usa el título de la sección y los títulos que encuentres en el texto para crear tu guía. Resume la sección usando sólo tus notas.

Análisis de recursos informáticos

¿Por qué desarrollar esta habilidad?

Para mantenerse informadas, las personas usan una gran variedad de recursos informáticos, incluyendo recursos impresos, la radio y televisión, y recursos electrónicos. Internet se ha constituido como una herramienta de investigación especialmente valiosa. Internet es fácil de usar y contiene una gran cantidad de información. No importa cuál recurso uses para reunir información, es importante que analices la fuente para determinar su veracidad y confiabilidad.

Aprende la habilidad

Hay un gran número de asuntos que se deben considerar cuando se analiza un recurso informático. Lo más importante es revisar la veracidad de la fuente y su contenido. El autor y el editor o los patrocinadores deben ser confiables y deben aparecer indicados claramente. Para analizar los recursos impresos o de radio, pregúntate a ti mismo lo siguiente:

- ¿La información es actual?
- ¿Se dan a conocer las fuentes?
- ¿Se usa más de un recurso?
- ¿La información es tendenciosa?
- ¿La información representa las distintas posiciones que hay sobre el tema?
- ¿La información proviene directamente de la fuente original o no?

Para la información que recabes de fuentes electrónicas, formúlate las siguientes preguntas, además de las anteriores.

- ¿El autor es fiable y aparece su nombre indicado claramente? Las direcciones web que terminan en .edu y .gob suelen ser fiables y contienen información confiable.
- ¿Los hechos que aparecen en el sitio web están documentados?
- ¿Las ligas que aparecen en el sitio web son apropiadas y están actualizadas?
- ¿El sitio web contiene ligas que lleven a otros recursos útiles?

Practica la habilidad

Para analizar recursos informáticos impresos, selecciona dos artículos, uno de un periódico y otro de una revista, o un artículo en que la opinión pública esté dividida. A continuación contesta estas preguntas.

1. ¿Qué puntos intentan dar a conocer los artículos? ¿Están expuestos de manera clara? ¿Se pueden verificar los hechos?

2. ¿Alguno de los artículos es parcial hacia alguna de las opiniones? De haberlos, elabora una lista de todas las declaraciones que no estén bien fundamentadas.
3. ¿La información reportada proviene directamente de la fuente original o no? ¿Los artículos parecen representar las distintas opiniones que hay sobre el tema que exponen?
4. ¿Cuántos recursos puedes identificar que se usaron en los artículos? Elabora una lista con ellos.

Para analizar recursos informáticos electrónicos, visita **glencoe.com** y selecciona la opción Web Links (Ligas web). Selecciona una liga de la lista, lee la información en ese sitio web y, a continuación, contesta estas preguntas:

1. ¿Quién es el autor o el patrocinador del sitio web?
2. ¿Qué ligas hay en el sitio web? ¿Resultan apropiadas para el tema?
3. ¿Qué recursos se usaron para sustentar la información en el sitio web?

Aplica la habilidad

Analiza recursos informáticos Imagina un artículo en el que la opinión pública esté dividida. Usa varios recursos informáticos para leer sobre este tema. ¿Qué fuentes de noticias representan el tema con más imparcialidad? ¿Qué fuentes de noticias tienen la información más confiable? ¿Puedes detectar fuentes que sean tendenciosas o parciales? ¿Cómo puedes verificar la confiabilidad de las fuentes de noticias?

Habilidades para debates

Las nuevas investigaciones conducen a nueva información científica. Frecuentemente hay puntos de vista opuestos con respecto a cómo se realizan estas investigaciones, cómo se interpretan y cómo se comunican. Las secciones llamadas *Química y sociedad* que están incluidas en tu libro, te ofrecen una oportunidad para debatir un tema controvertido y actual. A continuación se proporciona una guía general de cómo conducir un debate.

Selecciona una posición e investiga

Como primer paso, selecciona un tema científico en el que haya, por lo menos, dos opiniones diferentes. Este tema puede ser sobre acontecimientos actuales, tomado de tu libro de texto, o bien, proporcionado por tu profesor. Estos temas pueden incluir la clonación humana o referirse al medio ambiente. Los temas de los debates se formulan como enunciados afirmativos, por ejemplo, "La clonación de seres humanos constituye un beneficio para la sociedad".

Uno de los expositores argumentará y defenderá el punto de vista que coincide con el título del artículo (esto se llama postura a favor), mientas que otro de los expositores argumentará el punto de vista que discrepa con el título del artículo (esto se llama postura en contra). Selecciona, ya sea de manera individual o en grupo, la postura que defenderás. No es necesario que el punto de vista que selecciones refleje tu opinión personal. El propósito de un debate es crear un argumento sólido apoyado en evidencia científica.

Una vez que elijas tu postura sobre el tema, lleva a cabo una investigación para poder argumentar tu punto de vista. Usa recursos de los centros informáticos o de la biblioteca de la escuela, o bien usa tu libro de texto para sustentar tu argumento. Un argumento sólido está sustentado por evidencia científica, opiniones de expertos y tu propio análisis del tema. Investiga también sobre el otro punto de vista. Estar alerta de los puntos que el otro lado puede argumentar te ayudará a fortalecer la evidencia para defender tu postura.

Sustenta un debate

Tendrás un tiempo específico, determinado por tu profesor, para presentar tus argumentos. Organiza tu discurso para que dure exactamente el tiempo que te ha sido asignado: explica el punto de vista que vas a argumentar, presenta un análisis de tu evidencia y concluye presentando un resumen de los puntos más importantes. Intenta tener varios elementos para argumentar. Tu discurso no debe ser una lista de hechos, la lectura de un artículo periodístico ni una declaración de tu opinión personal, sino que debe ser un análisis de la evidencia que hayas reunido, presentado de una manera organizada. También es importante que recuerdes que jamás debes hacer ataques personales en contra de tu oponente, sino que deberás discutir el tema de una forma profesional. Tu evaluación dependerá de tu presentación, la organización y el desarrollo de ideas, y la solidez de tus argumentos.

Funciones adicionales Hay otras funciones que tus compañeros o tú pueden tener en un debate. Puedes ser el encargado de medir el tiempo. El encargado de medir el tiempo debe medir la duración de cada uno de los discursos de las personas que participan en el debate y debe dar a los expositores señales discretas cuando su tiempo casi se agote (por lo general una seña con la mano).

También puedes ser jurado. Hay elementos importantes que deben observarse cuando se es juez en un discurso: una introducción que indique a la audiencia la posición del expositor sobre el tema, evidencia que fundamente la postura del expositor, y organización. El expositor también debe hablar claramente y con un volumen que todos puedan escuchar. Resulta de gran ayuda tomar notas durante el debate, para resumir los puntos centrales de los argumentos de cada uno de los lados. A continuación, decide cuál de los expositores presentó el argumento más sólido para defender su postura. Puedes organizar una discusión en clase sobre las fortalezas y debilidades de los argumentos expuestos en el debate, y también para conocer otros puntos de vista sobre el tema.

Guía para adquirir experiencia en química

Mediciones en la ciencia

Es más fácil determinar si un corredor gana una carrera que saber si rompió una marca mundial para la carrera. Para el primer caso se requiere seguir a los corredores cuando llegan a la línea final, primero, segundo, tercero... Para el segundo, es necesario medir cuidadosamente y comparar el tiempo que transcurre entre el inicio y el final de la carrera para cada competidor. Como el tiempo se puede expresar como un número, obtenido por una medición, se llama cantidad. Un segundo, tres minutos y dos horas son cantidades de tiempo. Otras cantidades comunes incluyen la longitud, el volumen y la masa.

El Sistema Internacional de Unidades En 1960 se estandarizó el sistema métrico como "Le Systéme International d´Unités" (SI), que es el nombre en francés para el "Sistema Internacional de Unidades". La comunidad científica internacional aceptó estas unidades del SI como el sistema de medición de todas las cantidades.

Unidades fundamentales del SI El SI se basa en siete cantidades independientes y en sus unidades fundamentales. Estas unidades fundamentales se listan en la **tabla 1**. Todas las demás unidades se derivan de estas siete unidades. El tamaño de una unidad se indica por medio de un prefijo relacionado con la diferencia entre esa unidad y la unidad fundamental.

Tabla 1 **Unidades fundamentales del SI**

Cantidad	Unidad	Símbolo de la unidad
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad de luminosidad	Candela	cd

Unidades derivadas del SI Puedes ver que en la tabla faltan cantidades como área y volumen. Éstas se omitieron porque son derivadas, es decir, calculadas, a partir de una o más de las unidades fundamentales del SI. Por ejemplo, la unidad de área se calcula con el producto de dos unidades de longitud perpendiculares. Como la unidad fundamental de longitud del SI es el metro, la unidad derivada de área del SI es el metro cuadrado, m^2. De manera semejante, la unidad de volumen se deriva de tres unidades de longitud perpendiculares entre sí, cada una de ellas representada por el metro. Por lo tanto, la unidad derivada de volumen del SI es el metro cúbico, m^3. Las unidades derivadas del SI, que se usan en este texto se muestran en la **tabla 2**.

Guía para adquirir experiencia en química

Tabla 2 **Unidades derivadas del SI**

Cantidad	Unidad	Símbolo de la unidad
Área	Metro cuadrado	m^2
Volumen	Metro cúbico	m^3
Densidad de la masa	Kilogramo por metro cúbico	kg/m^3
Energía	Joule	J
Calor de fusión	Joule por kilogramo	J/kg
Calor de evaporación	Joule por kilogramo	J/kg
Calor específico	Joule por kilogramo-kelvin	J/kg·K
Presión	Pascal	Pa
Potencial eléctrico	Volt	V
Cantidad de radiación	Gray	Gy
Dosis de radiación absorbida	Sievert	Sv

Unidades métricas Como se dijo previamente, el sistema métrico es un precursor del SI. En el sistema métrico y en el SI las unidades de una misma cantidad se relacionan entre sí por el orden de magnitud. Sin embargo, algunas cantidades derivadas del sistema métrico tienen unidades diferentes de las del SI. Como estas unidades son muy comunes y, con frecuencia, los equipos se calibran con ellas, todavía se usan en la actualidad. En la **tabla 3** se muestran algunas unidades métricas que probablemente tú usas.

Tabla 3 **Unidades métricas**

Cantidad	Unidad	Símbolo de la unidad
Volumen	Litro ($0.001 m^3$)	L
Temperatura	Grado Celsius	°C
Calor específico	Joule por kilogramo-grado Celsius	J/kg·°C
Presión	Milímetro de mercurio	mm Hg
Energía	Caloría	cal

Prefijos del SI Cuando expresas una cantidad, por ejemplo diez metros, estás comparando la distancia con la longitud de un metro. Diez metros indica que la distancia es diez veces más grande que la longitud de un metro. Aunque puedes expresar cualquier cantidad en términos de la unidad fundamental, podría no resultar conveniente. Por ejemplo, la distancia entre dos poblados puede ser de 25 000 m. Aquí, el metro parece demasiado pequeño para describir dicha distancia. De la misma manera que usarías 16 millas y no 82 000 pies para expresar esta distancia, debes usar una unidad de longitud más grande, el kilómetro, km. Como el kilómetro representa una longitud de 1 000 m, la distancia entre los poblados es de 25 km.

Tabla 4 **Prefijos del SI**

Prefijo	Símbolo	Significado	Valor numérico	Expresión con notación científica
		Mayores que 1		
giga-	G	mil millones	1 000 000 000	1×10^{9}
mega-	M	millón	1 000 000	1×10^{6}
kilo-	k	mil	1 000	1×10^{3}
		Menores que 1		
deci-	d	décima	0.1	1×10^{-1}
centi-	c	centésima	0.01	1×10^{-2}
mili-	m	milésima	0.001	1×10^{-3}
micro-	μ	millonésima	0.000001	1×10^{-6}
nano-	n	mil millonésima	0.000000001	1×10^{-9}
pico-	p	billonésima	0.000000000001	1×10^{-12}

La **tabla 4** lista los prefijos del SI de uso más común. En el SI, las unidades que representan la misma cantidad se relacionan entre sí por un factor de diez, como 10, 100, 1 000, 1/10, 1/100 y 1/1 000. En el ejemplo de la página 786, el kilómetro se relaciona con el metro por un factor de 1 000; es decir, 1 km = 1 000 m. Como ves, la diferencia entre 25 000 m y 25 km es sólo en la cantidad de ceros y en las unidades.

Para cambiar la magnitud de la unidad del SI que se usó para medir una cantidad se agrega un prefijo a la unidad fundamental o derivada de dicha cantidad. Por ejemplo, el prefijo *centi* designa una centésima parte (0.01). Así, un centímetro, cm, es una unidad que representa la centésima parte de la longitud de un metro y un centijoule, cJ, es una unidad de energía que mide la centésima parte de un joule. La excepción a la regla es en las mediciones de masa, en donde la unidad fundamental, kg, ya tiene un prefijo. Para expresar una unidad de masa de diferente magnitud, se reemplaza el prefijo de la unidad de gramo. De esta forma, un centigramo, cg, representa una unidad que tiene una centésima parte de la masa de un gramo.

PROBLEMAS de práctica

Usa las tablas 1, 2, 3 para responder las siguientes preguntas:

1. Nombra las cantidades siguientes, usa los prefijos del SI. Después escribe el símbolo de cada uno.

a) 0.1 m
b) 1 000 000 000 J
c) 10^{-12} m
d) 0.000000001 m
e) 10^{-3} g
f) 10^{6} J

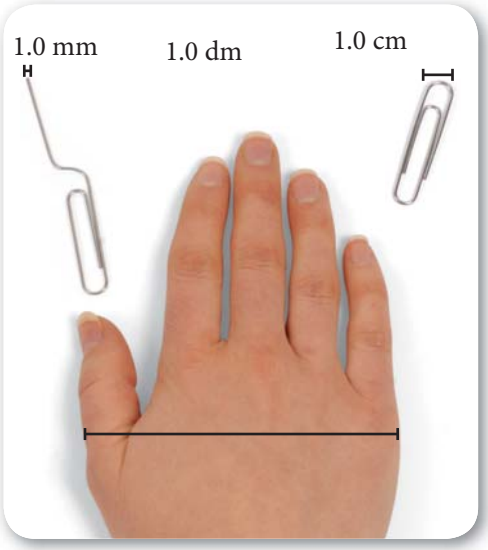
2. Identifica la cantidad que se expresa para cada una de las siguientes unidades y ordénalas de acuerdo con su magnitud en forma ascendente.

a) cm, μm, dm
b) Pa, MPa, kPa
c) kV, cV, V
d) pg, cg, mg
e) mA, MA, μA
f) dGy, mGy, nGy

Relación entre medidas en los sistemas SI, métrico e inglés

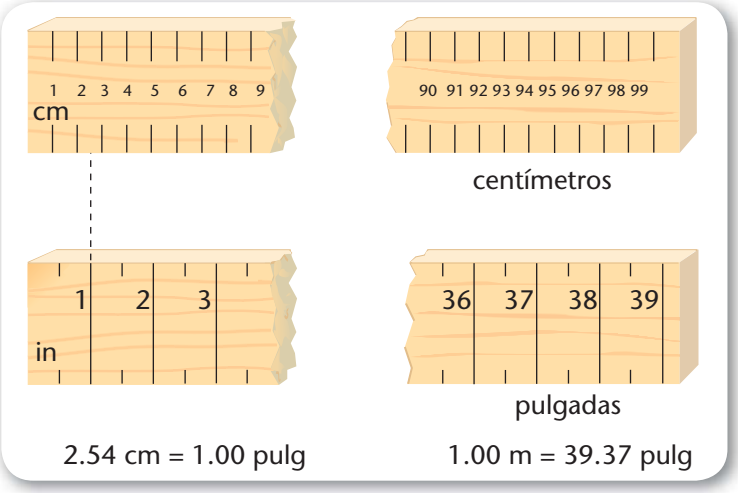
Cualquier medición te indica cuánto, porque se establece una cantidad. Sin embargo, la forma en que expresas la medición depende del objetivo para el que vas a usar la cantidad. Por ejemplo, cuando ves una habitación y estimas que sus dimensiones son 9 pies por 12 pies, estás tomando estas medidas con base en tu experiencia. A medida que te familiarices más con el SI, podrás dar las medidas de la habitación como 3 m por 4 m. Por otra parte, si vas a comprar una alfombra para esa misma habitación, debes estar seguro de sus dimensiones midiéndola con una cinta, sin importar el sistema que uses.

Longitud, volumen y temperatura La estimación y el uso de cualquier sistema de medición requiere que te familiarices con los nombres y las magnitudes de las unidades, así como de la práctica. Como se observa en la **figura 1**, ya estás familiarizado con los nombres y las magnitudes de algunas unidades comunes, que te ayudarán a familiarizarte con las unidades del SI y con las unidades métricas.

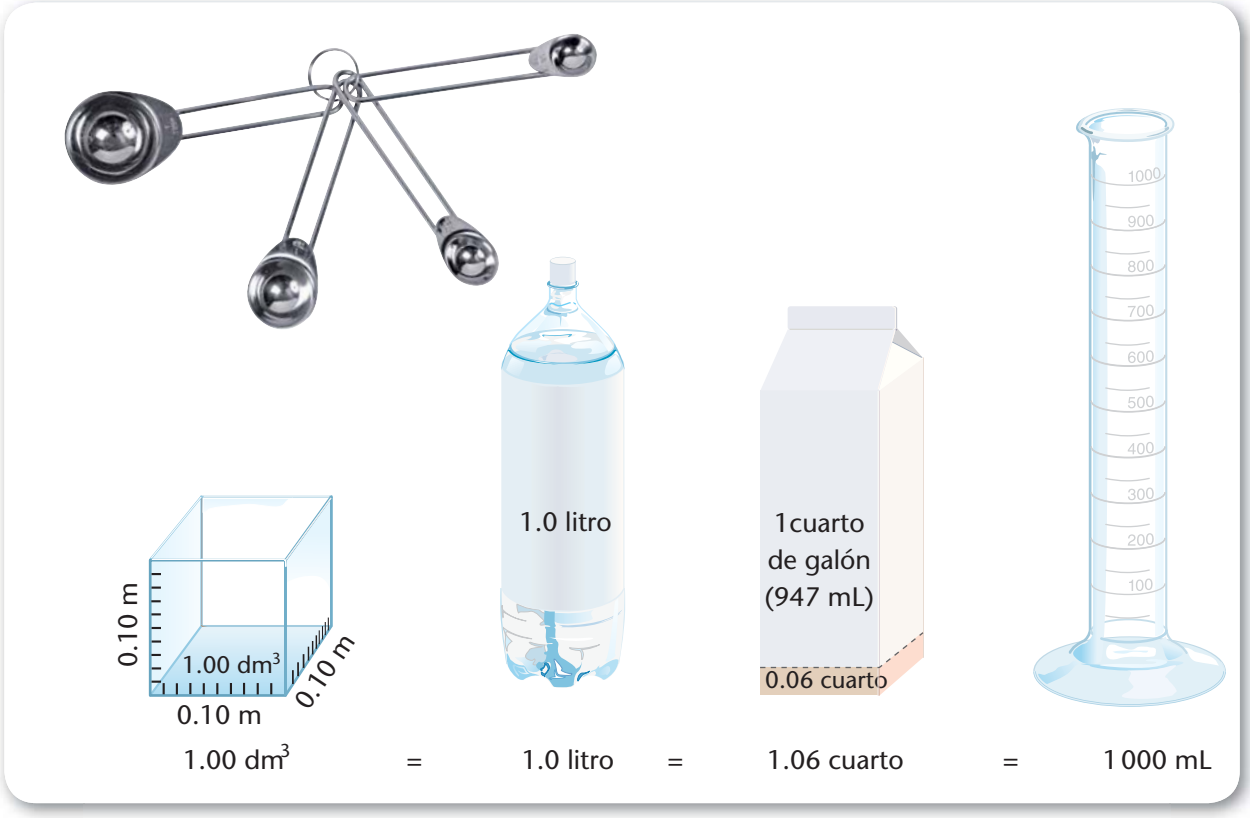


■ **Figura 1** Unidades de medición comunes para longitud, volumen y temperatura.

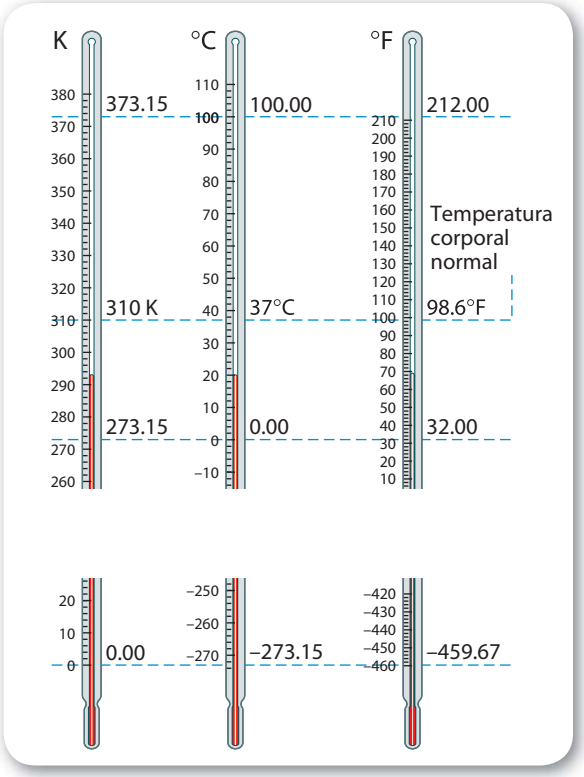
Longitud Un clip y tu mano son buenas aproximaciones para las unidades del SI. Un metro y una yarda puede decirse que son unidades semejantes. Para convertir las mediciones de longitud de un sistema a otro, puedes usar las relaciones que se muestran aquí.



Guía para adquirir experiencia en química



Volumen Un litro y un cuarto de galón tienen, aproximadamente, un volumen semejante. Las cucharas para medidas de cocina se usan para medir volúmenes pequeños.



Temperatura Tener una temperatura de 37° o de 310 suena poco saludable si no incluyes las unidades adecuadas. De hecho, 37°C y 310 K son temperaturas corporales normales, en el sistema métrico y en el SI, respectivamente.

Masa y peso Una de las formas más útiles para describir una cantidad de un material es mediante su masa. La masa de un objeto se mide en una balanza. A pesar de que estás midiendo masa, la mayoría de las personas todavía se refieren a ésta como al peso. Puedes pensar que masa y peso son la misma cantidad, pero no es así. La masa de un objeto es la medida de su inercia, es decir, su resistencia a los cambios de movimiento. La inercia de un objeto se determina por su cantidad de masa. Una pinta de arena tiene más materia que una pinta de agua, por lo tanto, tiene más masa.

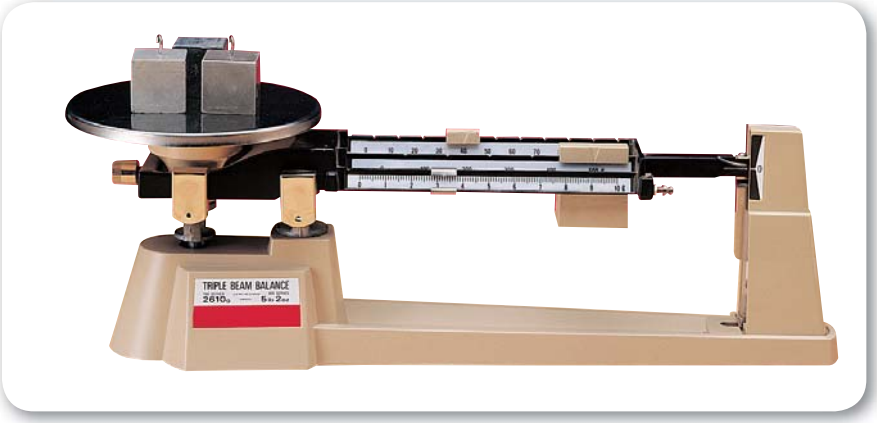
El peso de un objeto es la cantidad de fuerza de gravedad que actúa sobre la masa del objeto. En la Tierra sientes el peso de un objeto al sujetarlo y sentir la atracción de la gravedad sobre él.

Un aspecto importante del peso es que es directamente proporcional a la masa del objeto. Esta relación significa que un objeto con un peso de 2 kg tiene el doble del peso de un objeto de 1 kg. Por lo tanto, la atracción de la gravedad sobre el objeto de 2 kg es del doble que la atracción sobre el objeto de 1 kg. Como es más fácil medir el efecto de la atracción de la gravedad que la resistencia de un objeto a los cambios de movimiento, se puede determinar la masa al pesarlo.

Un instrumento usado para medir la masa es la balanza de brazo triple, que se muestra en la **figura 2**. Puedes leer acerca de cómo se usa una balanza electrónica en la sección *Cómo funciona* del capítulo 12.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre la masa y el peso, visita glencoe.com



■ **Figura 2** La masa y el peso no son iguales.

Masa En una balanza de brazo triple, las pesas de diferentes magnitudes se colocan en distintas posiciones marcadas con una muesca a lo largo de cada uno de los dos brazos. Una tercera pesa se desliza por uno de los brazos, para balancear la masa del objeto. Para determinar la masa del objeto se suman los números señalados en las diferentes posiciones de las tres pesas.

Peso El contenido de las latas y de los paquetes está indicado tanto en libras como en onzas, que son las unidades de peso británicas y americanas, respectivamente, y en gramos o kilogramos, que son las unidades métricas de la masa.

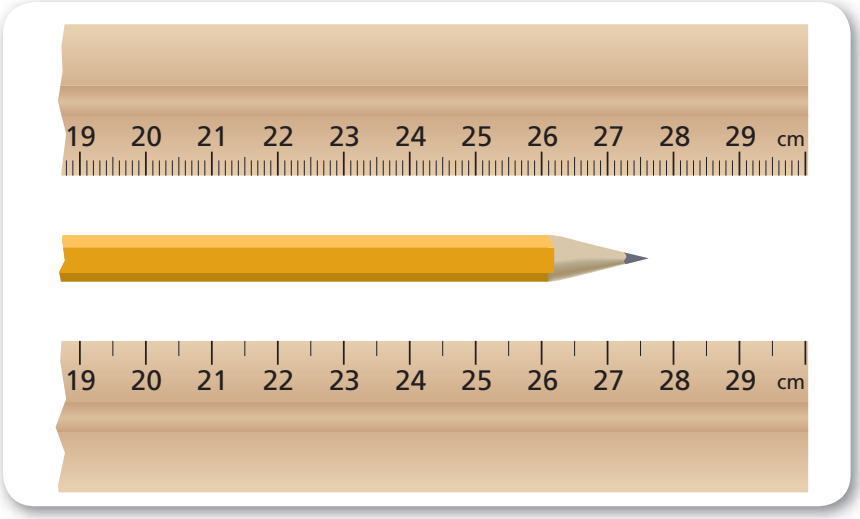
Realiza e interpreta mediciones

El uso de las mediciones en las ciencias es distinto a la manipulación de los números en una clase de matemáticas. La diferencia importante es que, en las ciencias, los números casi siempre son mediciones que se hacen con instrumentos de diferente exactitud.

Como verás, siempre se tiene que tomar en cuenta el grado de exactitud de las cantidades medidas cuando se expresan, se multiplican, se dividen, se suman o se restan. Para realizar o interpretar una medición, debes considerar dos puntos. El primero de ellos es qué tan eficaz es el instrumento para medir la cantidad que te interesa. Este punto se ejemplifica en la **figura 3**.

Como la regla superior de la **figura 3** está graduada con divisiones más pequeñas que la regla inferior, la primera tiene mayor precisión que esta última. Cualquier medición que hagas con la regla superior es más precisa que si la haces con la regla inferior, porque contiene un menor valor calculado.

El segundo punto que se debe tomar en cuenta al realizar o interpretar una medición es qué tan bien representa esta medición la cantidad que te interesa. Si observas la **figura 3** puedes ver que la punta del lápiz está perfectamente alineada con el valor 27.65 cm. A primera vista, sabes que 27.65 cm es una representación mejor de la longitud del lápiz que 28 cm. Como 27.65 cm representa mejor la longitud del lápiz (la cantidad que te interesa) que 28 cm, es una medida más exacta de su longitud.



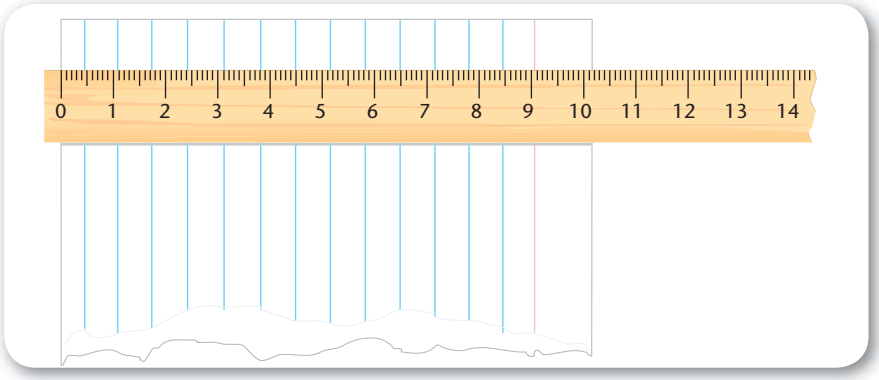
■ **Figura 3** En la regla superior puedes ver que la punta del lápiz está entre 27.6 cm y 27.7 cm. Como no hay una división más fina entre 27.6 cm y 27.7 cm, calculas la longitud a partir de la última división. En este caso puedes suponer que es de 0.05 cm. Anotarías esta medida como 27.65 cm. Tanto tú como otras personas interpretarían la medida como 27.65 ± 0.01 cm.

Al usar la graduación de la regla inferior sabes que la longitud del lápiz está entre 27.5 cm y 28 cm. Como no hay divisiones más finas entre 27.5 cm y 28 cm, tienes que calcular la longitud a partir de la última división. Una aproximación podría ser 0.6. Por supuesto, otra persona podría calcularla como 0.5 cm y otros, como 0.7 cm. Aunque tú anotes la medida del lápiz como 27.6 cm, tanto tú como otras personas que lean la medición deben interpretarla como 27.65 ± 0.1 cm.

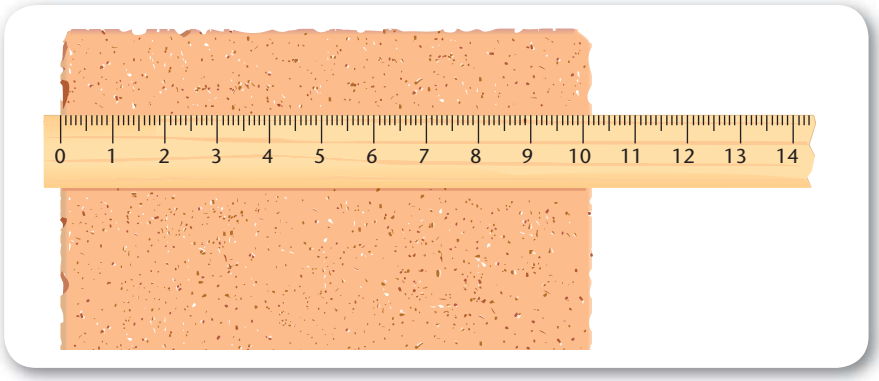
En la **figura 4** verás que la medición más precisa de una cantidad puede no ser la más exacta.

■ **Figura 4** La precisión es diferente de la exactitud.

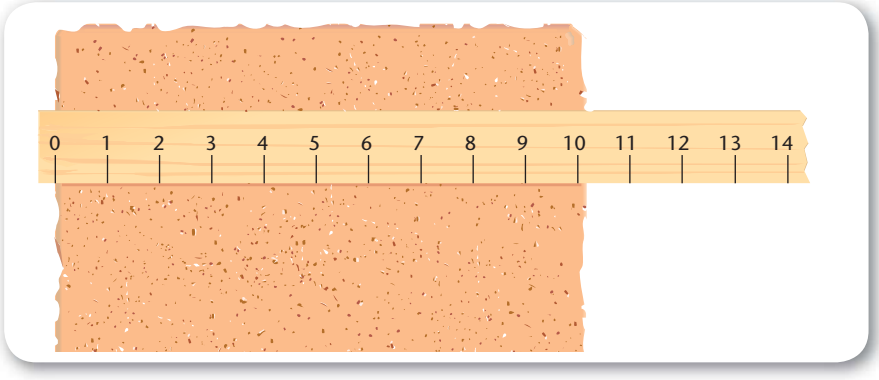
Cuando se describe el ancho de una tarjeta como 10.16 cm se indica que la graduación de la regla es de 0.1 cm y el valor 0.06 cm es una estimación. De manera semejante, la alineación uniforme del extremo de la tarjeta con la regla indica que la medición de 10.16 cm también representa una medida exacta del ancho.



La descripción del ancho de un ladrillo como 10.16 cm indica que esta medición es tan precisa como la medición de la tarjeta. Sin embargo, 10.16 cm no es una buena representación del ancho de un ladrillo con extremos rugosos y disparejos.



Se tiene una mejor representación del ancho del ladrillo si se usa una regla con menor precisión. Como puedes ver, una mejor representación es 10.2 cm y, por lo tanto, es una medición más exacta del ancho del ladrillo que 10.16 cm.



Expresión de la exactitud de las mediciones

Al medir la longitud del lápiz como 27.65 cm y 27.6 cm en la **figura 3**, estabas consciente de la diferencia en la graduación de las dos reglas. Esta diferencia se observa en la forma en que anotaste cada medición. En la primera medición, los dígitos 2, 7, 6 y 5 son importantes. En la segunda, los dígitos 2, 7 y 6 son importantes. En cualquier medición, los dígitos importantes reciben el nombre de *dígitos significativos*. En una cantidad medida, los dígitos significativos incluyen todos los dígitos de los que estás seguro, más el dígito final estimado.

Dígitos significativos Existen algunas reglas que pueden ayudarte a expresar o a interpretar cuáles son los dígitos significativos de una medición. La cuarta regla a veces dificulta expresar las mediciones. Como el cero es un indicador de posición en la medición, no es signitificativo y 20 L tiene sólo un dígito significativo. La medición se interpreta como 20 L más o menos el valor del último dígito significativo. Es decir, la medición de un volumen de 20 L indica 20 L ± 10 L, una medida en un intervalo de 10 a 30 L. Pero imagina que haces la medición con un aparato que tienen una exactitud cercana a 1 L, esto hace que el 2 y el 0 sean significativos.

La adición de un punto decimal seguido de un cero indicaría que el cero final, después del punto decimal, es significativo (regla 3) y la medición entonces sería 20 L ± 0.1 L. La medición se expresa como 2.0×101 L. Ahora el cero es un dígito significativo porque es un cero final que está después del punto decimal (regla 3).

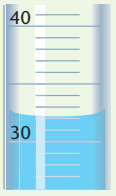
Reglas para los dígitos significativos

1. En una medición todos los dígitos diferentes de cero son significativos.

Lectura de una balanza digital

2 100.00 g
8 10.00 g
3 1.00 g
4 0.10 g
7 (±1) 0.01 g
283.47 g
5 dígitos significativos

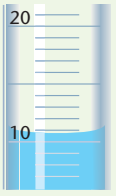
Probeta graduada



3 10.0 mL
2 1.0 mL
2 (±1) 0.1 mL
32.2 mL
3 dígitos significativos

2. Los ceros que se encuentran entre los dígitos significativos son significativos.

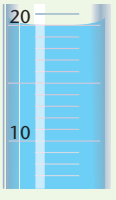
5 10.00 g
6 1.00 g
0 0.10 g
6 (±1) 0.01 g
56.06 g
4 dígitos significativos



1 10.0 mL
0 1.0 mL
7 (±1) 0.1 mL
10.7 mL
3 dígitos significativos

3. Todos los ceros finales, después del punto decimal, son significativos.

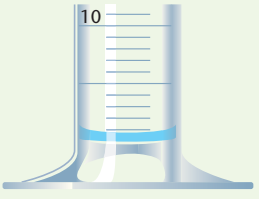
7 10.00 g
3 1.00 g
0 0.10 g
0 (±1) 0.01 g
73.00 g
4 dígitos significativos



2 10.0 mL
0 1.0 mL
0 (±1) 0.1 mL
20.0 mL
3 dígitos significativos

4. Los ceros que se usan para indicar la posición de los decimales no son significativos.

0 1.00 g
0 0.10 g
9 (±1) 0.01 g
0.09 g
1 dígito significativo



0 1.0 mL
7 (±1) 0.01 mL
0.07 mL
1 dígito significativo

Expresión de cantidades con notación científica

El uso más común de la notación científica es para expresar mediciones de dimensiones muy grandes o muy pequeñas. Algunas veces se hace referencia a la notación científica como al uso de *potencias de diez* porque las cantidades se expresan usando un número pequeño, entre uno y diez, que luego se multiplica por diez elevado a alguna potencia, para dar a la cantidad la magnitud apropiada. Imagina que haces un viaje de 9 000 km. Tú sabes que $10^3 = 1\,000$, por lo tanto puedes expresar la distancia de tu viaje como 9×10^3 km. En este ejemplo, parece que el uso de la notación científica no es muy útil. Sin embargo, considera que una cantidad que se usa con frecuencia en química es 602 000 000 000 000 000 000 000, que es el número de átomos o de moléculas en un mol de una sustancia. Recuerda que el mol es la unidad del SI para la cantidad de una sustancia. En lugar de escribir este enorme número cada vez que se usa, resulta mucho más sencillo expresarlo en notación científica.

Química en línea

Personal Tutor Para ver un tutorial en línea sobre la notación científica, visita glencoe.com

Determinación de las potencias de 10 Para determinar el exponente del diez, se recorre el punto decimal a la izquierda hasta que queda justo después de un número diferente de cero, en este caso el 6, y se cuentan las posiciones que se recorrió. Si haces esto con el número anterior, encontrarás que recorriste el punto decimal 23 posiciones. Por tanto, el número expresado en notación científica es 6.02×10^{23}. Para expresar mediciones pequeñas en notación científica se sigue el mismo procedimiento. El diámetro de un átomo de carbono es 0.000 000 000 000 154 m. En este caso, el punto decimal se recorre a la derecha justo hasta pasar el primer dígito diferente de cero, en este caso el 1. El número de posiciones que el punto decimal se recorre hacia la derecha se expresa como una potencia de diez *negativa*. El diámetro de un átomo de carbono es 1.54×10^{-13} m. Siempre debes recorrer el punto decimal hasta que el coeficiente del diez sea mayor que uno y menor que diez. Así, la notación científica siempre tiene la forma $M \times 10^n$, donde $1 \leq M < 10$.

Observa en la **figura 5** cómo se convierten los ejemplos siguientes en notación científica.

Figura 5 La notación científica siempre tiene la forma $M \times 10^n$ donde $1 \leq M < 10$.

Cantidades mayores que 1

17.16 g	17 . 16	$\rightarrow 1.716 \times 10^1$ g	El punto decimal se recorrió 1 posición hacia la izquierda.
152.6 L	152.6	$\rightarrow 1.526 \times 10^2$ L	El punto decimal se recorrió 2 posiciones hacia la izquierda.
73 621 kg	73 621	$\rightarrow 7.3621 \times 10^4$ kg	El punto decimal se recorrió 4 posiciones hacia la izquierda.

Cantidades entre 0 y 1

0.29 mL	0 . 29	$\rightarrow 2.9 \times 10^{-1}$ mL	El punto decimal se recorrió 1 posición hacia la derecha.
0.0672 m	0 . 0672	$\rightarrow 6.72 \times 10^{-2}$ m	El punto decimal se recorrió 2 posiciones hacia la derecha.
0.0008 g	0 . 0008	$\rightarrow 8 \times 10^{-4}$ g	El punto decimal se recorrió 4 posiciones hacia la derecha.

Cálculos con las mediciones Con frecuencia debes usar mediciones para calcular otras cantidades. Recuerda que la exactitud de una medición depende del instrumento que uses y que la exactitud se expresa con un número de dígitos significativos. Por lo tanto, en el resultado de cualquier operación matemática con mediciones debes indicar cuáles dígitos son significativos. La forma práctica consiste en que ningún resultado puede ser más exacto que la cantidad menos exacta que se usó para calcularlo. Por lo tanto, la cantidad con menos dígitos significativos determina el número de dígitos significativos del resultado. El método que se usa para indicar los dígitos significativos depende de la operación matemática.

Suma y resta

La respuesta debe tener tantos decimales como la medición que tiene el menor número de ellos.

$$\begin{array}{r} 190.2\ \text{g} \\ 65.291\ \text{g} \\ 12.38\ \text{g} \\ \hline 267.871\ \text{g} \end{array}$$

En la respuesta se redondean las décimas, que es la exactitud de la medición menos exacta.

267.9 g

Como las masas se midieron en balanzas con diferente exactitud, la medición menos exacta determina el número de dígitos después del punto decimal.

Multiplicación y división

La respuesta debe tener tantos dígitos significativos como la medición con el menor número de ellos.

11.3 mL

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

$$D = \frac{m}{V} =$$

$$\frac{13.78\ \text{g}}{11.3\ \text{mL}} = 1.219469\ \text{g/mL}$$

La respuesta se redondea hasta tres dígitos significativos,1.22 g/mL, porque la medición menos exacta, 11.3 mL, tiene tres dígitos significativos.

La multiplicación o la división de las cantidades medidas da como resultado una cantidad derivada. Por ejemplo, la masa de una sustancia dividida entre su volumen es su densidad. Pero la masa y el volumen se miden con aparatos distintos, por lo cual tienen diferentes exactitudes. Por lo tanto, la cantidad derivada no puede tener más dígitos significativos que la medición menos exacta usada para calcularla.

Guía para adquirir experiencia en química

PROBLEMAS de práctica

3. Determina el número de dígitos significativos en cada una de las siguientes mediciones.

a) 64 mL
b) 0.650 g
c) 30 cg
d) 724.56 mm
e) 47 080 km
f) 0.072040 g
g) 1.03 mm
h) 0.001 mm

4. Escribe cada una de las mediciones en notación científica.

a) 76.0°C
b) 212 mm
c) 56.021 g
d) 0.78 L
e) 0.07612 m
f) 763.01 g
g) 10 301 980 nm
h) 0.001 mm

5. Escribe cada una de las mediciones en notación científica.

a) 73 000 ± 1 mL
b) 4 000 ± 1 000 kg
c) 100 ± 10 cm
d) 100 000 ± 1 000 km

6. Resuelve los siguientes problemas y expresa la respuesta con el número correcto de dígitos significativos.

a)
$$\begin{array}{r} 45.761\ \text{g} \\ -\ 42.65\ \ \text{g} \\ \hline \end{array}$$

b)
$$\begin{array}{r} 1.6\ \ \text{km} \\ +\ 0.62\ \text{km} \\ \hline \end{array}$$

c)
$$\begin{array}{r} 0.340\ \text{cg} \\ 1.20\ \ \text{cg} \\ +\ 1.018\ \text{cg} \\ \hline \end{array}$$

d)
$$\begin{array}{r} 6\ 000\ \mu\text{m} \\ -\ \ 202\ \mu\text{m} \\ \hline \end{array}$$

7. Resuelve los problemas y expresa la respuesta con el número correcto de dígitos significativos.

a) 5.761 cm × 6.20 cm
b) $\dfrac{23.5\ \text{kg}}{4.615\ \text{m}^3}$
c) $\dfrac{0.2\ \text{km}}{5.4\ \text{s}}$
d) 11.00 m × 12.10 m × 3.53 m
e) $\dfrac{4.500\ \text{kg}}{1.500\ \text{m}^2}$
f) $\dfrac{18.21\ \text{g}}{4.4\ \text{cm}^3}$

Suma y resta de mediciones en notación científica La suma y la resta de mediciones en notación científica requiere que las mediciones en los problemas estén expresadas en la misma potencia de diez. Por ejemplo, en el problema siguiente, las tres mediciones de longitud se deben expresar en la misma potencia de diez.

$$\begin{array}{rr} 1.1012 & \times 10^4\ \text{mm} \\ 2.31 & \times 10^3\ \text{mm} \\ +\ 4.573 & \times 10^2\ \text{mm} \\ \hline \end{array}$$

Al sumar y restar mediciones en notación científica, todas las mediciones se expresan en el mismo orden de magnitud que la medición con la potencia de diez mayor. Cuando se convierte una cantidad, el punto decimal se recorre una posición hacia la izquierda por cada incremento en la potencia de diez.

$$2.31 \times 10^3 \qquad 2.31 \times 10^3 \rightarrow 0.231 \times 10^4$$
$$4.573 \times 10^2 \qquad 4.573 \times 10^2 \rightarrow 0.4573 \times 10^3 \rightarrow 0.04573 \times 10^4$$

$$\begin{array}{rll} & 1.1012 & \times 10^4 \text{ mm} \\ & 0.231 & \times 10^4 \text{ mm} \\ + & 0.04573 & \times 10^4 \text{ mm} \\ \hline \end{array}$$

$$1.37793 \times 10^4 \text{ mm} = 1.378 \times 10^4 \text{ mm (redondeado)}$$

Multiplicación y división de mediciones en notación científica La multiplicación y la división de las mediciones en notación científica requiere que se hagan operaciones semejantes con los valores numéricos, las potencias de diez y las unidades de las mediciones.

a) Los coeficientes numéricos se multiplican o se dividen y el valor que resulta se expresa con el mismo número de dígitos significativos que tiene la medición con el menor número de ellos.

b) Los exponentes de diez se suman algebraicamente en la multiplicación y se restan en la división.

c) Las unidades se multiplican o se dividen.

Los siguientes problemas ejemplifican estos procedimientos.

PROBLEMAS de muestra

Problema de muestra 1

$$\begin{aligned} & (3.6 \times 10^3 \text{ m})(9.4 \times 10^3 \text{ m})(5.35 \times 10^{-1} \text{ m}) \\ = \ & (3.6 \times 9.4 \times 5.35) \times (10^3 \times 10^3 \times 10^{-1})\ (\text{m} \times \text{m} \times \text{m}) \\ = \ & (3.6 \times 9.4 \times 5.35) \times 10^{(3+3+(-1))}\ (\text{m} \times \text{m} \times \text{m}) \\ = \ & (181.044) \times 10^5 \text{ m}^3 \\ = \ & 1.8 \times 10^2 \times 10^5 \text{ m}^3 \\ = \ & 1.8 \times 10^7 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

Problema de muestra 2

$$\frac{6.762 \times 10^2 \text{ m}^3}{(1.231 \times 10^1 \text{ m})(2.80 \times 10^{-2} \text{ m})}$$

$$= \frac{6.762}{1.231 \times 2.80} \times \frac{10^2}{10^1 \times 10^{-2}} \times \frac{\text{m}^3}{\text{m} \times \text{m}}$$

$$\begin{aligned} = \ & 1.961819659 \times 10^{(2-(+1-2))}\ \text{m}^{(3-(+2))} \\ = \ & 1.96 \times 10^{(2-(-1))}\ \text{m}^{(1)} \\ = \ & 1.96 \times 10^3 \text{ m} \end{aligned}$$

PROBLEMAS de práctica

8. Resuelve los siguientes problemas de suma y resta.

a) $1.013 \times 10^3 \text{ g} + 8.62 \times 10^2 \text{ g} + 1.1 \times 10^1 \text{ g}$

b) $2.82 \times 10^6 \text{ m} - 4.9 \times 10^4 \text{ m}$

9. Resuelve los problemas de multiplicación y división.

a) $1.18 \times 10^{-3} \text{ m} \times 4.00 \times 10^2 \text{ m} \times 6.22 \times 10^2 \text{ m}$

b) $3.2 \times 10^2 \text{ g} \div 1.04 \times 10^2 \text{ cm}^2 \times 6.22 \times 10^{-1} \text{ cm}$

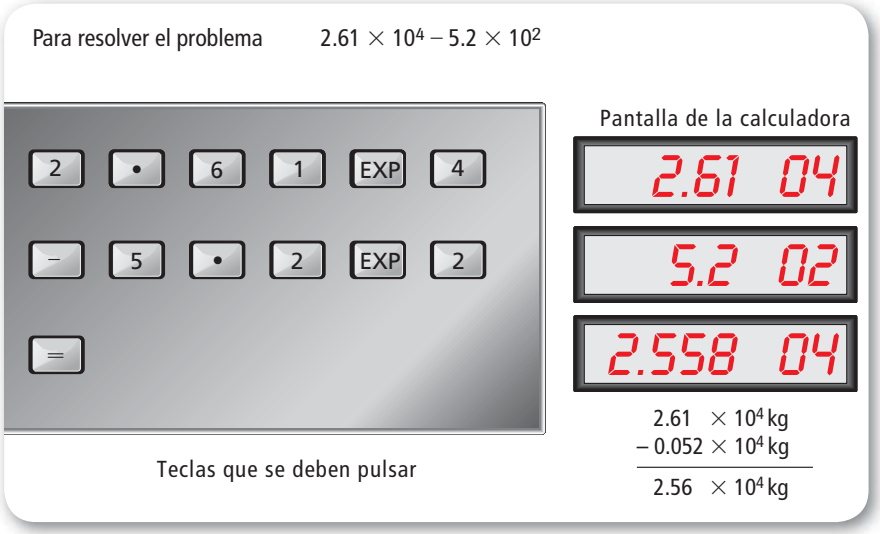


Figura 6
Resta de números en notación científica, con una calculadora
Una cantidad en notación científica se introduce marcando el coeficiente y luego se pulsa la tecla [EXP] o [EE] seguida por el valor de la potencia de diez. Al final del cálculo se debe corregir la lectura de la calculadora con el número de decimales adecuado. La respuesta debe redondearse hasta la segunda posición decimal y se expresa como 2.56×10^4 kg.

Operaciones con la calculadora

El trabajo con problemas de química requiere que comprendas bien algunas de las funciones avanzadas de tu calculadora. Cuando usas una calculadora para resolver un problema con cantidades medidas, debes recordar que ésta no toma en cuenta los dígitos significativos. Tienes que redondear la respuesta con el número correcto de dígitos significativos al final del cálculo. En un cálculo que requiere muchos pasos, no debes redondear después de cada paso. En lugar de ello, debes terminar con la calculadora y después, redondear. En la **figura 6** se muestra cómo usar una calculadora para resolver un problema de resta que implica cantidades en notación científica.

Observa la **figura 7** para ver cómo resolver problemas de multiplicación y de división que usen notación científica. Los problemas son los dos problemas de muestra anteriores.

Figura 7
Multiplicación y división de cantidades expresadas en notación científica
Una potencia de diez negativa por lo general se introduce al pulsar [EXP] o [EE], introducir el valor positivo del exponente y después pulsar la tecla [±].

El valor numérico de la respuesta no debe tener más dígitos significativos que la medición que tiene el menor número de ellos.

PROBLEMAS de práctica

10. Resuelve los problemas y expresa la respuesta en notación científica, con el número de dígitos significativos apropiado.

a)
$$\begin{array}{r} 2.01 \times 10^{2}\ \text{mL} \\ 3.1 \times 10^{1}\ \text{mL} \\ +\ 2.712 \times 10^{3}\ \text{mL} \\ \hline \end{array}$$

b)
$$\begin{array}{r} 7.40 \times 10^{2}\ \text{mm} \\ -\ 4.0 \times 10^{1}\ \text{mm} \\ \hline \end{array}$$

c)
$$\begin{array}{r} 2.10 \times 10^{1}\ \text{g} \\ -\ 1.6 \times 10^{-1}\ \text{g} \\ \hline \end{array}$$

d)
$$\begin{array}{r} 5.131 \times 10^{2}\ \text{J} \\ 2.341 \times 10^{1}\ \text{J} \\ +\ 3.781 \times 10^{3}\ \text{J} \\ \hline \end{array}$$

11. Resuelve los problemas y expresa la respuesta en notación científica, con el número de dígitos significativos apropiado.

a) $(2.00 \times 10^{1}\ \text{cm})(2.05 \times 10^{1}\ \text{cm})$

b) $\dfrac{5.6 \times 10^{3}\ \text{kg}}{1.20 \times 10^{4}\ \text{m}^3}$

c) $(2.51 \times 10^{1}\ \text{m})(3.52 \times 10^{1}\ \text{m})(1.2 \times 10^{-1}\ \text{m})$

d) $\dfrac{1.692 \times 10^{4}\ \text{dm}^3}{(2.7 \times 10^{-2}\ \text{dm})(4.201 \times 10^{1}\ \text{dm})}$

Uso del análisis dimensional

El análisis dimensional se usa para expresar una cantidad física, como la longitud de un bolígrafo, en cualquier otra unidad que mida dicha cantidad. Por ejemplo, puedes medir el bolígrafo con una regla métrica graduada en centímetros y después expresar la longitud en metros.

Si la longitud del bolígrafo es de 14.90 cm, puedes expresar dicha longitud en metros usando la relación numérica entre un centímetro y un metro. La relación está dada por la ecuación siguiente.

$$100 \text{ cm} = 1 \text{ m}$$

Si ambos lados de la ecuación se dividen entre 100 cm, se obtiene la relación que sigue.

$$1 = \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$$

Para expresar 14.90 cm como una medida en metros, multiplica la cantidad por la relación que elimina la unidad de cm.

$$14.90\,\text{cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100\,\text{cm}} = \frac{14.90\ \cancel{\text{cm}}}{1} \times \frac{1 \text{ m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = \frac{14.90}{100} \text{ m} = 0.1490 \text{ m}$$

El análisis dimensional no cambia el valor de la cantidad física porque estás multiplicando dicho valor por un factor que es igual a 1. Tú seleccionas el factor de manera que cuando multiplicas la unidad que quieres eliminar por el factor, se cancela dicha unidad y la unidad semejante del factor. Si esta unidad se encuentra en el numerador, seleccionas el factor que la tiene en el denominador. De forma inversa, si la unidad que quieres eliminar está en el denominador, seleccionas el factor que tiene la unidad en el numerador. Por ejemplo, durante una actividad en un laboratorio de química, un estudiante mide la masa y el volumen de un trozo de cobre y calcula su densidad como 8.80 g/cm^3. Sabiendo que 1 000 g = 1 kg y que 100 cm = 1 m, el estudiante puede usar el método del factor unitario para expresar este valor en la unidad de densidad del SI, kg/m^3.

$$8.80\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \times \frac{100 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}} =$$

$$8.80\ \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}} \times \cancel{\text{cm}} \times \cancel{\text{cm}}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1\,000\ \cancel{\text{g}}} \times \frac{100\ \cancel{\text{cm}}}{1 \text{ m}} \times \frac{100\ \cancel{\text{cm}}}{1 \text{ m}} \times \frac{100\ \cancel{\text{cm}}}{1 \text{ m}} =$$

$$\frac{8.80 \times (10^2 \times 10^2 \times 10^2)}{1\,000}\ \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{8.80 \times 10^{(2+2+2)}}{10^3}\ \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} =$$

$$8.80 \times 10^{(6-3)}\ \text{kg/m}^3 = 8.80 \times 10^3\ \text{kg/m}^3$$

El análisis dimensional puede extenderse a otros tipos de cálculos de química. Para usar este método, primero analiza los datos que tienes. A continuación determina la cantidad que quieres encontrar y las unidades que vas a necesitar. Finalmente, aplica una serie de factores a los datos, para convertirlos en las unidades que necesitas.

PROBLEMAS de muestra

Problema de muestra 1

La densidad del sulfuro de plata (Ag_2S) es 7.234 g/mL. ¿Cuál es el volumen de un pedazo de sulfuro de plata cuya masa es de 6.84 kg?

Primero, aplica un factor que convierta kg de Ag_2S en g de Ag_2S.

$$(6.84 \text{ kg } Ag_2S) \times \frac{(1\,000 \text{ g } Ag_2S)}{(1 \text{ kg } Ag_2S)}$$

A continuación, usa la densidad del Ag_2S para convertir la masa en volumen.

$$(6.84 \text{ kg } Ag_2S) \times \frac{(1\,000 \text{ g } Ag_2S)}{(1 \text{ kg } Ag_2S)} \times \frac{(1 \text{ mL } Ag_2S)}{(7.234 \text{ g } Ag_2S)} = 946 \text{ mL } Ag_2S$$

Observa que el nuevo factor debe tener gramos en el denominador para que se cancelen los gramos, dejando mL.

Problema de muestra 2

¿Qué masa de plomo se obtendrá de 47.2 g de $Pb(NO_3)_2$?

Como la masa forma parte del problema es necesario que conozcas la masa molar del $Pb(NO_3)_2$.

$$\begin{aligned} Pb &= 207.2 \text{ g} \\ 2N &= 28.014 \text{ g} \\ 6O &= 95.994 \text{ g} \end{aligned}$$

Masa molar del $Pb(NO_3)_2 = 331.208$ g.

Al redondear de acuerdo con las reglas para los dígitos significativos, la masa molar del $Pb(NO_3)_2 = 331.2$ g.

Puedes ver que la masa de plomo en $Pb(NO_3)_2$ es 207.2/331.2 de la masa total de $Pb(NO_3)_2$.

Ahora puedes establecer una relación para determinar la masa de plomo en la muestra de 47.2 g.

$$(47.2 \text{ g } Pb(NO_3)_2) \times \frac{(207.2 \text{ g Pb})}{(331.2 \text{ g } Pb(NO_3)_2)} = 29.52850242 \text{ g Pb}$$

$$= 29.5 \text{ g Pb redondeado a 3 dígitos significativos.}$$

Observa que la ecuación se ordena de forma que se cancele la unidad g $Pb(NO_3)_2$, dejando sólo g Pb, que es la cantidad que se pide en el problema.

PROBLEMAS de práctica

12. Expresa cada cantidad en la unidad que aparece a su derecha.

a)	3.01 g	cg
b)	6 200 m	km
c)	6.24×10^{-7} g	μg
d)	3.21 L	mL
e)	0.2 L	dm^3
f)	0.13 cal/g	J/kg
g)	5 pies, 1 pulg	m
h)	1.2 qt	L

Guía para adquirir experiencia en química

Organización de la información

Con frecuencia es necesario comparar y ordenar en una secuencia las observaciones y las mediciones. Dos maneras más útiles para organizarlas son las tablas y las gráficas. Si hojeas tu libro de texto verás muchas tablas y gráficas. Con ellas se ordena la información para que sea más fáciles entenderla.

Elaboración y uso de tablas La mayoría de las tablas tienen un título que indica qué información se presenta. La tabla está dividida en columnas y filas. Los títulos de las columnas señalan lo que se va a comparar. Los encabezados de las filas indican la característica específica de lo que se compara. La información se anota en el cuerpo de la tabla. Cualquier tabla que prepares para organizar los datos que resultan de una actividad de laboratorio debe tener estas características.

Por ejemplo, imagina que en un experimento de laboratorio vas a realizar la prueba a la flama de algunas soluciones. Para la prueba, pones a la flama unas gotas de la solución que contiene un metal, y se observa una coloración de la flama, como se aprecia en la **figura 8**. Antes de hacer el experimento puedes elaborar una tabla de datos como la que se muestra a continuación.

Mientras realizas el experimento puedes anotar el nombre de la solución y después la observación del color de la flama. Si mientras realizas el experimento no estuvieras seguro del ion metálico, puedes ponerlo en la tabla y después verificar su número de oxidación. La tabla no sólo organiza tus observaciones, sino que también se puede usar como referencia para determinar si la solución de un compuesto desconocido contiene alguno de los metales que aparecen en la tabla.

Figura 8
Una gota de solución que contiene iones potasio, K^+, hace que la flama arda en color violeta.

Datos de la tabla	Resultados de la prueba a la flama	
Solución	Ion metálico	Color de la flama
KNO_3	K^+	violeta-rosado

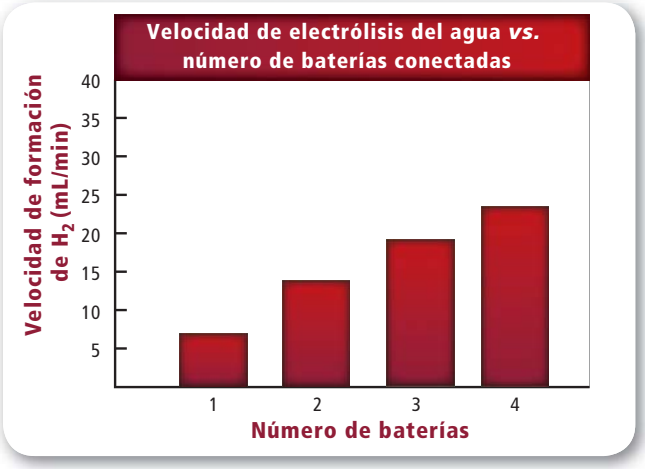


Figura 9
Ejemplo de una gráfica de barras.

Elaboración y uso de gráficas Por lo general los científicos, después de organizar los datos en tablas, quieren mostrarlos de manera más visual. El uso de gráficas es una forma común de lograrlo. Existen tres tipos comunes de gráficas: gráficas de barras, gráficas circulares y gráficas de líneas.

Gráficas de barras Las gráficas de barras son útiles para comparar o mostrar datos que no presenten un cambio continuo. Imagina que mides la velocidad de la electrólisis del agua mediante la determinación del volumen de hidrógeno gaseoso que se forma. Además, decides probar cómo el número de baterías afecta la velocidad de la electrólisis. Puedes mostrar los resultados en una gráfica de barras, como la que se presenta en la **figura 9**. Observa que podrías hacer una gráfica de líneas, pero la gráfica de barras es mejor porque no es posible usar 0.4 o 2.6 baterías.

Gráficas circulares Las gráficas circulares son especialmente útiles para comparar las partes de un todo. Por ejemplo, podrías usar una gráfica circular para mostrar el porcentaje de composición de un compuesto, como el dihidrógeno fosfato de sodio, NaH_2PO_4, como muestra la **figura 10**.

Al construir una gráfica circular recuerda que un círculo tiene 360°. Por lo tanto, cada fracción del círculo es una fracción de 360°. Imagina que hiciste un censo en tu escuela y determinaste que 252 estudiantes, de un total de 845, tenían 17 años. Calculas el ángulo de dicha sección de la gráfica al multiplicar (252/845) × 360° = 107°.

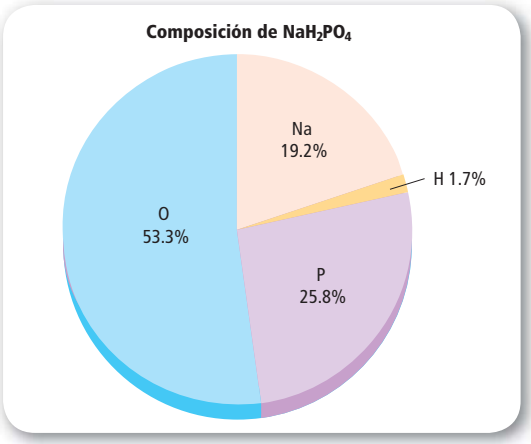


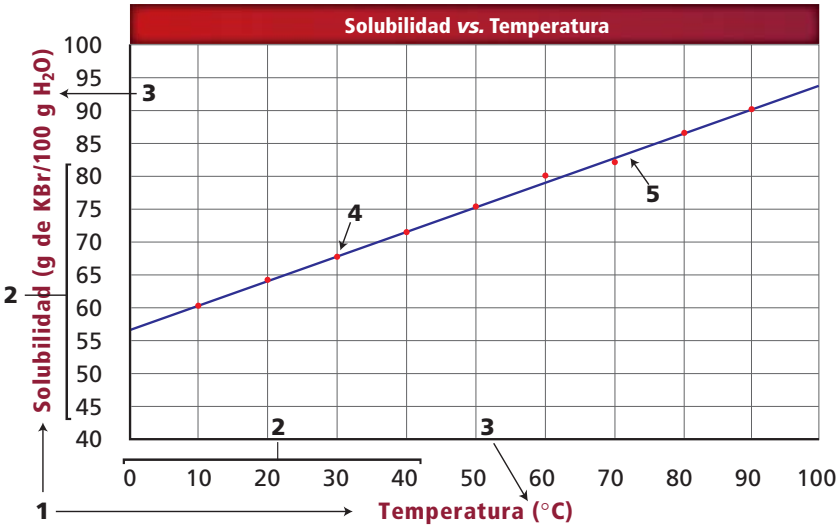
Figura 10
Ejemplo de una gráfica circular.

Figura 11
Elaboración de una gráfica de líneas

1. Traza la variable independiente en el eje *x* (eje horizontal) y la variable dependiente en el eje *y* (vertical). La variable independiente es la cantidad que cambia o controla la persona que realiza el experimento. El experimentador controló los datos de la temperatura de la **tabla 5**, decidió medir la solubilidad en intervalos de 10°C.
2. Divide cada eje para que se pueda trazar el valor más pequeño y el más grande de cada una de las cantidades. Usa divisiones que marquen uno, cinco o diez, o valores decimales como centésimos o milésimos.
3. Rotula cada eje con la cantidad y la unidad apropiadas.
4. Traza cada par de datos de la tabla como se indica.
   - Coloca una regla en forma vertical en el valor de la variable independiente, sobre el eje *x*.
   - Coloca una regla en forma horizontal en el valor de la variable dependiente, sobre el eje *y*.
   - Marca el punto de intersección de las dos reglas.
5. Traza la línea, recta o curva, que se ajuste mejor a los puntos de los datos.

Tabla 5 **Efecto de la temperatura en la solubilidad del KBr**

Temperatura (°C)	Solubilidad (g de KBr/100 g H_2O)
10.0	60.2
20.0	64.3
30.0	67.7
40.0	71.6
50.0	75.3
60.0	80.1
70.0	82.6
80.0	86.8
90.0	90.2



Gráficas de líneas Las gráficas de líneas tienen la capacidad de mostrar la tendencia de una variable conforme otra variable cambia. Además, pueden sugerir relaciones matemáticas posibles entre las variables.

En la **tabla 5** se muestran los datos recolectados durante un experimento, para determinar si la temperatura afecta la masa de bromuro de potasio que se disuelve en 100 g de agua. Si lees los datos conforme pasas los dedos hacia abajo en las columnas de la tabla, verás que la solubilidad aumenta a medida que la temperatura aumenta. Ésta es la primera pista de que las dos cantidades están relacionadas.

Para comprobar que las dos cantidades están relacionadas, elabora una gráfica de líneas, como la que se muestra en la **figura 11**.

Una gráfica de líneas se usa para predecir los valores de las variables independiente o dependiente. Por ejemplo, a partir de la **figura 11** puedes predecir la solubilidad del KBr a una temperatura de 65°C, mediante el método siguiente:

- Coloca una regla de forma vertical en un valor aproximado de 65°C sobre el eje *x*.
- Marca el punto de intersección de la regla con la recta de la gráfica.
- En este punto coloca una regla de forma horizontal y el valor aproximado de la variable dependiente sobre el eje y es 82 g/100 g H_2O.

Para predecir la temperatura de una solubilidad determinada debes invertir el procedimiento anterior.

PROBLEMAS de práctica

Usa la figura 11 para contestar estas preguntas.

13. Predice la solubilidad del KBr a cada una de las temperaturas siguientes.

a) 25.0°C **c)** 6.0°C

b) 52.0°C **d)** 96.0°C

14. Predice la temperatura a la que el KBr mostrará cada uno de los siguientes valores de solubilidad.

a) 70.0 g/100 g H_2O

b) 88.0 g/100 g H_2O

Gráficas de relación directa e inversa Estas gráficas se pueden usar para determinar las relaciones cuantitativas entre la variable independiente y la variable dependiente. Dos de las relaciones más útiles son aquellas en que las dos cantidades son proporcionales directa o inversamente.

Cuando dos cantidades son directamente proporcionales, el aumento de una de las cantidades produce un aumento proporcional de la otra. Una gráfica de dos cantidades que son directamente proporcionales es una línea recta, como se muestra en la **figura 12**.

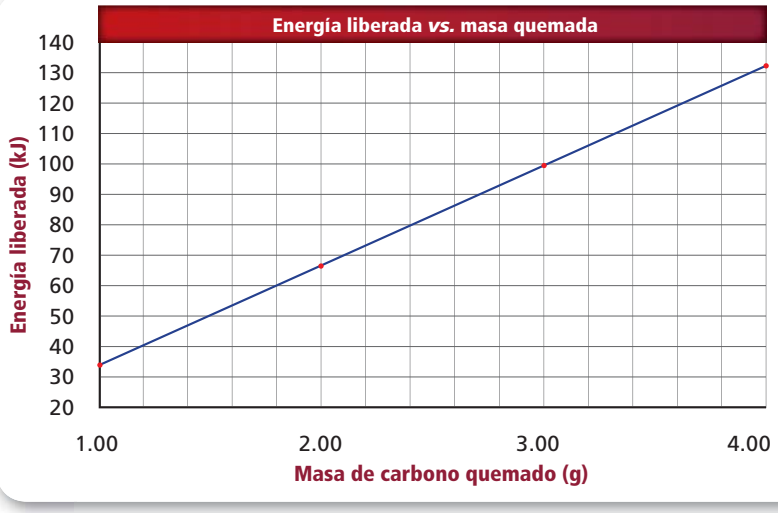
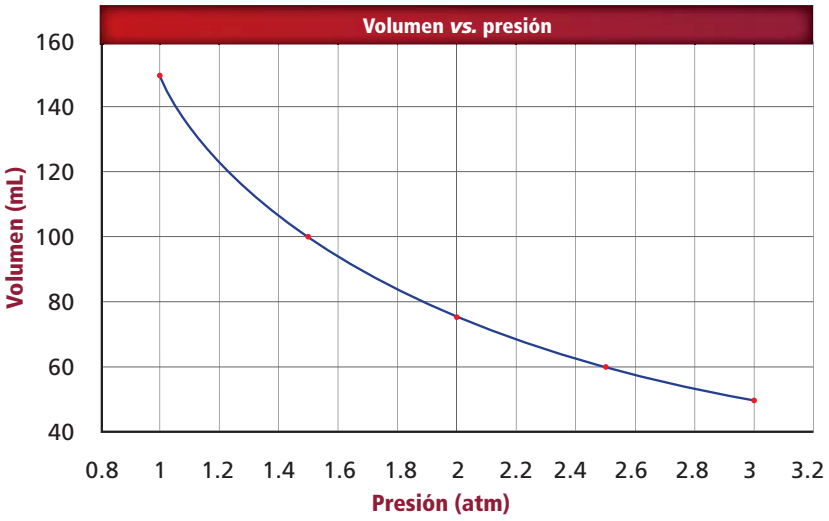


Figura 12
Gráfica de cantidades que son directamente proporcionales
Como puedes ver, al duplicar la masa de carbono quemado, de 2.00 g a 4.00 g, se duplica la cantidad de energía liberada, de 66 kJ a 132 kJ. Esta relación indica que la masa de carbono quemado y la cantidad de energía liberada son directamente proporcionales.

Figura 13
Gráfica de cantidades que son inversamente proporcionales
Como puedes ver, al duplicar la presión del gas se reduce el volumen del mismo a la mitad. Esta relación indica que el volumen y la presión de un gas son inversamente proporcionales.



Cuando dos cantidades son inversamente proporcionales, un aumento de una de ellas produce una disminución proporcional de la otra. En la **figura 13** se muestra una gráfica de dos cantidades inversamente proporcionales.

PROBLEMAS de práctica

15. Elabora una gráfica con la tabla siguiente y determina si las dos cantidades son directamente proporcionales.

Efecto de la temperatura sobre la presión de un gas

Temperatura (K)	Presión (kPa)
300.0	195
320.0	208
340.0	221
360.0	234
380.0	247
400.0	261

16. Elabora una gráfica con la tabla siguiente y determina si las dos cantidades son inversamente proporcionales.

Efecto del número de minifocos sobre la corriente eléctrica en un circuito

Número de minifocos	Corriente (mA)
2	3.94
4	1.98
6	1.31
9	0.88

Proporciones, fracciones y porcentajes

Cuando analices los datos tal vez se te pida que compares las cantidades medidas. O, quizá se te pida que determines las cantidades relativas de los elementos de un compuesto. Por ejemplo, la relación entre las masas molares se puede expresar de tres maneras: una proporción, una fracción o un porcentaje.

■ **Figura 15** La masa de un limón es un doceavo de la masa de una docena de limones.

Proporciones En tu vida cotidiana haces comparaciones usando proporciones. Por ejemplo, la masa de una docena de limones, mostrada en la **figura 15**, es 12 veces más grande que la masa de un solo limón. En química, la fórmula química de un compuesto compara los elementos que forman el compuesto, como muestra la **figura 16**. Una proporción es una comparación de dos números por medio de una división. Una forma de expresarlo es con dos puntos (:). La comparación entre las masas molares de oxígeno e hidrógeno se expresa como sigue:

masa molar (H_2):masa molar (O_2)

2.00 g/mol:32.00 g/mol

2.00:32.00

1:16

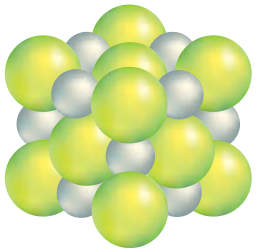
Observa que la proporción 1:16 es la proporción del número entero más pequeño. Se obtiene al dividir ambos números de la proporción entre el número menor, y luego redondear el número mayor para eliminar los dígitos que están después del punto decimal. La proporción de las masas molares es de 1 a 16. En otras palabras, la proporción indica que la masa molar del gas dihidrógeno es 16 veces más pequeña que la masa molar del gas dioxígeno.

Fracciones Las proporciones a menudo se expresan como fracciones en su forma más simple. Una fracción es un cociente de dos números. Para expresar la comparación de las masas molares como una fracción, coloca la masa molar de oxígeno como sigue.

$$\frac{\text{masa molar del } H_2}{\text{masa molar del } O_2} = \frac{2.0\ \cancel{\text{g/mol}}}{32.00\ \cancel{\text{g/mol}}} = \frac{2.00}{32.00} = \frac{1}{16}$$

En este caso, la fracción simplificada se calcula al dividir tanto el numerador (parte superior de la fracción) como el denominador (parte inferior de la fracción) entre 2.00. Esta fracción proporciona la misma información que la proporción. Es decir, el gas dihidrógeno tiene un dieciseisavo de la masa del gas dioxígeno.

■ **Figura 16** En un cristal de sal de mesa (cloruro de sodio), cada ion sodio está rodeado por iones cloruro, pero la proporción de los iones sodio con respecto a los iones cloruro es 1:1. La fórmula del cloruro de sodio es NaCl.



Porcentajes Un porcentaje es una proporción que compara un número con 100; su símbolo es %. El número de respuestas correctas en un examen se puede expresar como un porcentaje. Si respondes 90 de 100 preguntas correctamente, recibirás una calificación de 90 por ciento.

La comparación entre la masa molar del gas dihidrógeno y la masa molar del gas dioxígeno descrita en el texto anterior también se puede expresar como un porcentaje al tomar la fracción, convertirla a la forma decimal y multiplicarla por 100 como sigue.

$$\frac{\text{masa molar } H_2}{\text{masa molar } O_2} \times 100 = \frac{2.00\ \cancel{\text{g/mol}}}{32.00\ \text{g/mol}} \times 100 = 0.0625 \times 100 = 6.25\%$$

El gas dihidrógeno tiene 6.25% de la masa del gas dioxígeno.

Dividendo (numerador)

$$\text{Cociente} = \frac{9 \times 10^{8}}{3 \times 10^{-4}}$$

Divisor (denominador)

■ **Figura 17** Cuando dos números de dividen, el número que está en la parte superior es el numerador y el que está en la parte inferior es el denominador. El resultado se llama cociente. Cuando haces cálculos con fracciones, el cociente se puede expresar como una fracción o un decimal.

Operaciones con fracciones

Las fracciones están sujetas al mismo tipo de operaciones que los otros números. Recuerda que el número en la parte superior de una fracción es el numerador y el número en la parte inferior de una fracción es el denominador. La **figura 17** presenta un ejemplo de fracción.

1. Suma y resta

Antes de que dos fracciones se puedan sumar o restar, deben tener un común denominador. Los comunes denominadores se obtienen al encontar el mínimo común múltiplo de los dos denominadores. Obtener el mínimo común múltiplo suele ser tan fácil como multiplicar los dos denominadores entre sí. Por ejemplo, el mínimo común múltiplo de los denominadores de las fracciones $\frac{1}{2}$ y $\frac{1}{3}$ es 2×3, o 6. Una vez que encuentres el común denominador, sencillamente suma o resta los numeradores de las fracciones.

$$\frac{1}{2} + \frac{1}{3} = \left(\frac{3}{3} \times \frac{1}{2}\right) + \left(\frac{2}{2} \times \frac{1}{3}\right) = \frac{3}{6} + \frac{2}{6} = \frac{5}{6}$$

A veces, uno de los denominadores se dividirá por el otro, con lo cual el mayor de los dos denominadores se vuelve el mínimo común múltiplo. Por ejemplo, las fracciones $\frac{1}{2}$ y $\frac{1}{6}$ tienen 6 como mínimo común múltiplo de los denominadores.

$$\frac{1}{2} + \frac{1}{6} = \left(\frac{3}{3} \times \frac{1}{2}\right) + \frac{1}{6} = \frac{3}{6} + \frac{1}{6} = \frac{4}{6}$$

En otras situaciones, ambos denominadores se dividen por un número que no es el producto de los dos. Por ejemplo, las fracciones $\frac{1}{4}$ y $\frac{1}{6}$ tienen el número 12 como el mínimo común múltiplo de sus denominadores, en vez de 24, el producto de los dos denominadores.

El mínimo común denominador se puede deducir como sigue:

$$\frac{1}{6} + \frac{1}{4} = \left(\frac{4}{4} \times \frac{1}{6}\right) + \left(\frac{6}{6} \times \frac{1}{4}\right) = \frac{4}{24} + \frac{6}{24} = \frac{2}{12} + \frac{3}{12} = \frac{5}{12}$$

Debido a que ambas fracciones se pueden simplificar al dividir un numerador y un denominador entre 2, el mínimo común múltiplo debe ser 12.

2. Multiplicación y división

Cuando se multiplican fracciones, los numeradores y los denominadores se multiplican entre sí como sigue:

$$\frac{1}{2} \times \frac{2}{3} = \frac{1 \times 2}{2 \times 3} = \frac{2}{6} = \frac{1}{3}$$

Observa que la respuesta final se simplificó al dividir el numerador y el denominador entre 2.

Cuando se dividen fracciones, el divisor se invierte y se multiplca por el dividendo como sigue:

$$\frac{2}{3} \div \frac{1}{2} = \frac{2}{3} \times \frac{2}{1} = \frac{2 \times 2}{3 \times 1} = \frac{4}{3}$$

Problemas adicionales

Capítulo 1

Sección 1.1

1. ¿Qué es materia? Indica si cada uno de los siguientes ejemplos es materia o no lo es.

a) microondas
b) el helio que está dentro de un globo
c) calor del sol
d) velocidad
e) una partícula de polvo
f) el color azul

2. Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea.

a) aire
b) sangre
c) antimonio
d) latón
e) amoniaco
f) mostaza
g) agua
h) estaño

3. ¿Qué es una aleación? Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como un metal puro o una aleación.

a) zinc
b) acero
c) plata esterlina
d) cobre
e) bronce

4. De los compuestos que aparecen en la **tabla 1.3**, ¿cuáles contienen nitrógeno? ¿Cuáles contienen oxígeno pero no contienen carbono?

Sección 1.2

5. El elemento rubidio se funde a 39.5°C y hierve a 697°C. ¿Cuál es el estado físico del rubidio a temperatura ambiente?

6. ¿Cuál de estas sustancias tiene el punto de fusión más alto: etanol, helio o bicarbonato de sodio?

Tabla 1.3 Algunos compuestos comunes

Nombre del compuesto	Fórmula	Nombre del compuesto	Fórmula
Acetaminofén	$C_8H_9NO_2$	Ácido clorhídrico	HCl
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	HIdróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$
Amoniaco	NH_3	Metano	CH_4
Ácido ascórbico	$C_6H_8O_6$	Ácido fosfórico	H_3PO_4
Aspartame	$C_{14}H_{18}N_2O_5$	Tartrato de potasio	$K_2C_4H_4O_6$
Aspirina	$C_9H_8O_4$	Propano	C_3H_8
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	Sal	NaCl
Butano	C_4H_{10}	Carbonato de sodio	Na_2CO_3
Cafeína	$C_8H_{10}N_4O_2$	Hidróxido de sodio	NaOH
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Dióxido de carbono	CO_2	Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Etanol	C_2H_6O	Agua	H_2O
Etilenglicol	$C_2H_6O_2$		

7. Un amigo te dice que cierta sustancia tiene un punto de congelación de –22°C y un punto de fusión de –10°C. ¿Qué piensas de la aseveración de tu amigo?

8. Imagina que tienes un cubo de un metal desconocido, con una masa de 102 g. Pones el cubo en una probeta graduada llena de agua hasta los 40 mL. El cubo se hunde hacia el fondo de la probeta y el nivel del agua se eleva hasta los 54 mL. ¿Cuál es la densidad del cubo?

9. Identifica cada una de las propiedades siguientes como una propiedad química o física de la sustancia.
   a) El kriptón es un gas inerte.
   b) El etanol es un líquido transparente e incoloro.
   c) El ácido clorhídrico reacciona con muchos metales para formar hidrógeno gaseoso.
   d) El sulfato de bario es prácticamente insoluble en agua.
   e) El elemento tungsteno tiene una densidad muy alta.

10. Identifica cada uno de los cambios siguientes como químico o físico.
   a) Una barra de hierro se expande ligeramente cuando se calienta.
   b) Un plátano se torna café cuando se deja sobre la mesa de la cocina.
   c) La combustión del hidrógeno en el aire para formar vapor de agua.
   d) La superficie de un estanque que se congela en el invierno.
   e) Un globo se revienta cuando se pincha con una chincheta.

Capítulo 2

Sección 2.1

1. Describe las observaciones del químico Joseph Proust. ¿Qué ley científica resultó de sus estudios?
2. Distingue entre una hipótesis, una teoría y una ley científica.
3. ¿Cómo contribuyó el descubrimiento de los isótopos a la modificación del modelo de estructura atómica?
4. ¿Cuál es el número atómico del vanadio? ¿Qué dice este número acerca de un átomo de vanadio?
5. Un isótopo radiactivo de yodo se utiliza para diagnosticar y tratar desórdenes de la glándula tiroides. Este isótopo tiene 53 protones y 78 neutrones. ¿Cuál es el número atómico y el número de masa de este isótopo? ¿Cuántos electrones tiene?
6. Un átomo tiene 45 neutrones y un número de masa de 80. Otro átomo tiene 36 protones y 44 neutrones. ¿Cuál es la identidad de cada uno de estos átomos? ¿Qué átomo tiene un número de masa más grande?
7. El elemento boro tiene dos isótopos naturales. Uno tiene una masa atómica de 10.01, mientras que el otro tiene una masa atómica de 11.01. La masa atómica promedio del boro es 10.811. ¿Cuál de los dos isótopos es más abundante?

Sección 2.2

8. Un satélite puede orbitar alrededor de la Tierra en casi cualquier altitud, dependiendo de la cantidad de energía que se utilice para lanzarlo. ¿En qué se diferencia esto de la manera en que un electrón orbita alrededor del núcleo atómico?
9. Una onda electromagnética A tiene una longitud de onda de 10^4 m, mientras que una onda electromagnética B tiene una longitud de onda de 10^{-2} m. Compara las frecuencias y energías de las dos ondas.

10. Para cada uno de los siguientes elementos, indica cuántos electrones hay en cada nivel energético y traza el diagrama de punto electrón de Lewis para cada átomo.

a) fósforo, que tiene 15 electrones
b) berilio, que tiene cuatro electrones
c) carbono, que tiene seis electrones
d) helio, que tiene dos electrones

Capítulo 3

Sscción 3.1

1. Utiliza la tabla periódica para separar estos diez elementos en cinco pares de elementos que tengan propiedades similares.
S, Ne, Li, O, Mg, Ag, Na, Sr, Kr, Cu

Sección 3.2

2. Para cada uno de los siguientes elementos, escribe su número de grupo y número de periodo, su estado físico a temperatura ambiente y si es un metal, no metal o metaloide.

a) argón **c)** antimonio **e)** bario
b) níquel **d)** flúor

3. Escribe el símbolo y nombre del elemento que concuerde con cada descripción.

a) el segundo halógeno más ligero
b) el metaloide con el número de periodo más bajo
c) el único elemento del grupo 16 que es gas a temperatura ambiente
d) el gas noble más pesado
e) el no metal del grupo 15 que es un sólido a temperatura ambiente

4. El elemento Q está en el tercer periodo. Su nivel energético más externo tiene seis electrones. ¿Cómo se compara el número de electrones en el nivel energético más externo del elemento Q, con aquél del elemento Z, que está en el segundo periodo, grupo 14? Escribe el nombre y el símbolo de cada elemento.

5. ¿Por qué la química de los elementos de transición y de los elementos de transición interna es menos predecible que la química de los metales del grupo principal?

6. Escribe el símbolo del elemento cuyos electrones de valencia concuerden con cada descripción.

a) tres electrones en el cuarto nivel energético
b) un electrón en el segundo nivel energético
c) ocho electrones en el tercer nivel energético
d) dos electrones en el primer nivel energético
e) cinco electrones en el sexto nivel energético

7. Traza el diagrama de punto electrón para cada uno de los siguientes elementos. ¿A qué grupo pertenece cada elemento? ¿El elemento es un metal, no metal o metaloide?

a) As **c)** S **e)** Br **g)** Si
b) Ca **d)** H **f)** Al **h)** Xe

8. La fórmula química del óxido de sodio es Na_2O. Utiliza la tabla periódica para predecir las fórmulas de los siguientes compuestos similares.

a) óxido de potasio **c)** sulfuro de potasio
b) sulfuro de sodio **d)** óxido de litio

9. ¿Cómo se puede aumentar la conductividad eléctrica de un semiconductor como el silicio?
10. ¿Por qué son útiles los transistores, diodos y otros dispositivos de semiconductores?

Capítulo 4

Sección 4.1

1. Utiliza el dióxido de carbono como un ejemplo para contrastar las propiedades de un compuesto con aquellas de los elementos que lo componen.

Sección 4.2

2. ¿En qué se diferencian un ion calcio de un átomo de calcio? ¿Y de un ion potasio?
3. ¿Esperarías encontrar MgO_2 como un compuesto estable? Explica tu respuesta.
4. Describe la estructura submicroscópica de un grano de sal. ¿Qué nombre se da a esta estructura?
5. El aluminio metálico reacciona con flúor para formar un compuesto iónico. Utiliza la tabla periódica para determinar el número de electrones de valencia de cada elemento. Traza el diagrama de punto electrón de Lewis para demostrar cómo se combinarán para formar iones. ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se forma?
6. El etano es un compuesto cuya fórmula es C_2H_6. ¿Qué clase de compuesto es? Describe la formación del etano a partir de átomos de carbono e hidrógeno y traza el diagrama de punto electrón de Lewis del etano.
7. Clasifica cada uno de los siguientes compuestos como iónico o covalente. Utiliza la tabla periódica para determinar si cada uno de los elementos que forman al compuesto es un metal o no metal. Escribe un enunciado acerca del tipo de elementos que en general conforman a los compuestos iónicos y a los covalentes.
   a) yoduro de hidrógeno
   b) óxido de estroncio
   c) cloruro de rubidio
   d) sulfuro de calcio
   e) dióxido de azufre
8. Imagina que se te proporcionan dos soluciones transparentes e incoloras y se te dice que una solución está hecha de un compuesto iónico disuelto en agua, mientras que la otra está hecha de un compuesto covalente disuelto en agua. ¿Cómo podrías determinar cuál es la solución iónica y cuál es la solución covalente?
9. Imagina que se te proporciona una sustancia blanca y cristalina para que la identifiques. Encuentras que se funde alrededor de los 90°C y que es insoluble en agua. ¿Es más probable que esta sustancia sea iónica o covalente? Explica tu respuesta.

Secciones 4.1 y 4.2

10. La sacarosa, o azúcar de mesa, tiene la fórmula $C_{12}H_{22}O_1$. ¿Cómo se comparan las propiedades de este compuesto con las propiedades de los elementos que lo conforman? ¿Es más probable que la sacarosa sea un compuesto iónico o covalente? Explica tu respuesta.

Capítulo 5

Sección 5.1

1. Escribe los símbolos de dos iones y un átomo que tengan la misma configuración electrónica que cada uno de los siguientes iones.
   a) Br^- **b)** Ba^{2+} **c)** Na^+ **d)** P^{3-}

2. Di si los siguientes son nombres comunes o formales.
- **a)** sal de piedra
- **b)** sulfato hidrógeno de sodio
- **c)** cal apagada
- **d)** natrón
- **e)** nitrito de potasio

3. ¿Qué indican los subíndices en las fórmulas químicas?

4. De las fórmulas $MgCl_2$ y Mg_2Cl_4, ¿cuál es la fórmula correcta del cloruro de potasio? Explica tu elección.

5. ¿Qué es el número de oxidación? ¿Qué determina el número de oxidación de un elemento? Escribe los números de oxidación más comunes para cada uno de los siguientes elementos.

a) I **c)** Cs **e)** Se **g)** Cu
b) P **d)** Ba **f)** Al **h)** Pb

6. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios.
- **a)** cloruro de estroncio
- **b)** óxido de rubidio
- **c)** fluoruro de sodio
- **d)** sulfuro de magnesio

Tabla 5.2 Iones poliatómicos comunes

Nombre del ion	Fórmula	Carga
Amonio	NH_4^+	1+
Hidronio	H_3O^+	1+
HIdrógeno carbonato	HCO_3^-	1–
Hidrógeno sulfato	HSO_4^-	1–
Acetato	$C_2H_3O_2^-$	1–
Nitrito	NO_2^-	1–
Nitrato	NO_3^-	1–
Cianuro	CN^-	1–
Hidróxido	OH^-	1–
Dihidrógeno fosfato	$H_2PO_4^-$	1–
Permanganato	MnO_4^-	1–
Carbonato	CO_3^{2-}	2–
Sulfato	SO_4^{2-}	2–
Sulfito	SO_3^{2-}	2–
Oxalato	$C_2O_4^{2-}$	2–
Monohidrógeno fosfato	HPO_4^{2-}	2–
Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	2–
Fosfato	PO_4^{3-}	3–

Tabla 5.4 Nombres de iones comunes de algunos elementos de transición

Elemento	Ion	Nombre químico
Cromo	Cr^{2+}	Cromo(II)
	Cr^{3+}	Cromo(III)
	Cr^{6+}	Cromo(VI)
Cobalto	Co^{2+}	Cobalto(II)
	Co^{3+}	Cobalto(III)
Cobre	Cu^{+}	Cobre(I)
	Cu^{2+}	Cobre(II)
Oro	Au^{+}	Oro(I)
	Au^{3+}	Oro(III)
Hierro	Fe^{2+}	Hierro(II)
	Fe^{3+}	Hierro(III)
Manganeso	Mn^{2+}	Manganeso(II)
	Mn^{3+}	Manganeso(III)
	Mn^{7+}	Manganeso(VII)
Mercurio	Hg^{+}	Mercurio(I)
	Hg^{2+}	Mercurio(II)
Níquel	Ni^{2+}	Níquel(II)
	Ni^{3+}	Níquel(III)
	Ni^{4+}	Níquel(IV)

7. Escribe la fórmula del compuesto formado a partir de cada uno de los siguientes pares de elementos.

a) magnesio y bromo
b) potasio y azufre
c) estroncio y oxígeno
d) aluminio y fósforo

8. Examina la lista de iones poliatómicos comunes que se presenta en la **tabla 5.2** de la página 811. ¿Qué elemento aparece con más frecuencia en estos iones? Escribe los símbolos de los iones que no contienen este elemento.

9. ¿Cuántos átomos de cada elemento están presentes en cuatro unidades fórmula de oxalato de amonio?

10. Los metales de los siguientes compuestos pueden tener varios números de oxidación. Indica la carga en cada ion metálico y escribe el nombre de cada compuesto.

a) Au_2S
b) FeC_2O_4
c) $Pb(C_2H_3O_2)_4$
d) Hg_2SO_4

11. Escribe la fórmula del compuesto que se forma a partir de los siguientes pares de iones.
- **a)** iones potasio y dicromato
- **b)** iones sodio y nitrito
- **c)** iones amonio e hidróxido
- **d)** iones calcio y fosfato

12. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos que contienen iones poliatómicos.
- **a)** sulfato de amonio
- **b)** hidróxido de bario
- **c)** sulfato hidrógeno de sodio
- **d)** acetato de calcio

13. Escribe los nombres de los siguientes compuestos que contienen cromo.
- **a)** $CrBr_2$
- **b)** $Cr_2(SO_4)_3$
- **c)** CrO_3
- **d)** $CrPO_4$

14. Escribe la fórmula del compuesto que se forma a partir de los siguientes pares de iones.
- **a)** plomo(II) y sulfito
- **b)** manganeso(III) y fluoruro
- **c)** níquel(II) y cianuro
- **d)** cromo(III) y acetato

15. Escribe los nombres de los siguientes compuestos que contienen elementos de transición que no aparecen en la **tabla 5.4** de la página 812.
- **a)** $RhCl_3$
- **b)** WF_6
- **c)** Nb_2O_5
- **d)** OsF_8

16. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos. ¿Qué tienen las fórmulas en común?
- **a)** yoduro de hidrógeno
- **b)** seleniuro de calcio
- **c)** óxido de cobalto(II)
- **d)** fosfuro de galio
- **e)** seleniuro de bario

17. Compara las propiedades de las sustancias higroscópicas con las de las sustancias delicuescentes.

18. Escribe los nombres de los siguientes hidratos.
- **a)** $MgSO_3 \cdot 6H_2O$
- **b)** $Hg(NO_3)_2 \cdot H_2O$
- **c)** $NaMnO_4 \cdot 3H_2O$
- **d)** $Ni_3(PO_4)_2 \cdot 7H_2O$

19. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes hidratos.
- **a)** cianuro de níquel(II) tetrahidratado
- **b)** acetato de plomo(II) trihidratado
- **c)** oxalato de estroncio monohidratado
- **d)** cloruro de paladio(II) dihidratado

20. ¿Qué es un desecante? Describe las propiedades de un compuesto que sea un buen desecante.

Sección 5.2

21. ¿Cómo se refleja la estructura submicroscópica de las sustancias moleculares en sus propiedades macroscópicas?

22. ¿Qué es un elemento covalente? Elabora una lista con los siete no metales que existen en la naturaleza como elementos covalentes diatómicos.

23. ¿De qué diferentes maneras se comparten los electrones en las moléculas de H_2, O_2 y N_2?

24. ¿Qué es el ozono? ¿Por qué es perjudicial el ozono? ¿Por qué es necesario?

25. Nombra los siguientes compuestos covalentes.

a) SF_4 **b)** CSe_2 **c)** IF_5 **d)** P_2O_5

26. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes.

a) tricloruro de nitrógeno
b) pentóxido de diyodo
c) triselenuro de difósforo
d) heptóxido de dicloro

27. Nombra los siguientes compuestos covalentes que contienen carbono.

a) C_5H_{12} **b)** SiC **c)** CF_4 **d)** C_9H_{20}

Secciones 5.1 y 5.2

28. Escribe las fórmulas de un átomo, un ion y una molécula de nitrógeno.

29. De los compuestos siguientes, ¿cuáles son iónicos y cuáles covalentes?

a) sulfuro de dihidrógeno
b) óxido de estroncio
c) carbonato de litio
d) decano
e) hidróxido de rubidio

30. ¿Por qué el $KC_2H_3O_2$ es una sustancia con dos tipos diferentes de enlace?

Capítulo 6

Sección 6.1

1. Si se almacena pan a temperatura ambiente por un largo periodo, experimentará cambios químicos que lo harán no comestible. ¿Cómo puedes afirmar que estos cambios químicos han ocurrido?

2. Para cada una de las siguientes situaciones, menciona una evidencia que esperarías ver y que te indicará si está ocurriendo una reacción química.

a) Una manzana a la que se le quitó la cáscara y empieza a oxidarse.
b) Una linterna que se apaga.
c) Un huevo que se fríe.
d) Sustancias ácidas y básicas en una tableta de antiácido que reaccionan cuando la tableta se pone en contacto con agua.

3. Utiliza la ecuación de abajo para responder las siguientes preguntas.

$$3Zn(s) + 2FeCl_3(ac) \rightarrow 2Fe(s) + 3ZnCl_2(ac)$$

a) ¿Cuál es el estado físico del cloruro de hierro(III)? ¿Del hierro metálico?
b) ¿Cuál es el coeficiente del zinc?
c) ¿Qué indica el subíndice del cloro en el cloruro de zinc?

4. Balancea las siguientes ecuaciones.
- **a)** $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2(g)$
- **b)** $H_2O_2(ac) \longrightarrow H_2O(l) + O_2(g)$
- **c)** $HC_2H_3O_2(ac) + CaCO_3(s) \longrightarrow Ca(C_2H_3O_2)_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$
- **d)** $C_2H_6O(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

5. Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones que se describen.
- **a)** ácido sulfúrico + hidróxido de sodio → solución de sulfato de sodio + agua
- **b)** pentano líquido + oxígeno → dióxido de carbono + vapor de agua + energía
- **c)** hierro metálico + solución de sulfato de cobre(II) → cobre metálico + solución de sulfato de hierro(II)

6. El magnesio metálico se quema en el aire para formar óxido de magnesio. En la reacción, dos átomos de magnesio reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos unidades fórmula de óxido de magnesio. Si hicieras reaccionar 80 billones de átomos de magnesio con 30 billones de moléculas de oxígeno, ¿se consumirán todos los reactivos? ¿Cuáles crees que serían los resultados?

Sección 6.2

7. ¿Cuál de los cinco tipos generales de reacciones tiene sólo un producto? ¿Cuál de los cinco tipos siempre tiene al oxígeno como reactivo?

8. Clasifica cada una de las siguientes reacciones dentro de los cinco tipos generales.
- **a)** $Zn(s) + 2AgNO_3(ac) \longrightarrow Zn(NO_3)_2(ac) + 2Ag(s)$
- **b)** $Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$
- **c)** $2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$
- **d)** $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ + energía
- **e)** $Na_2CO_3(ac) + MgSO_4(ac) \longrightarrow MgCO_3(s) + Na_2SO_4(ac)$

9. Utiliza ecuaciones con palabras para describir las ecuaciones químicas que se proporcionan y clasifica cada reacción dentro de los cinco tipos generales.
- **a)** $C_9H_{20}(l) + 14O_2(g) \longrightarrow 9CO_2(g) + 10H_2O(g)$
- **b)** $H_2SO_4(ac) + 2KOH(ac) \longrightarrow K_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$
- **c)** $2KNO_3(s)$ + energía $\longrightarrow 2KNO_2(s) + O_2(g)$

10. Escribe una ecuación balanceada para la combustión del eteno gaseoso (C_2H_4). ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionarán con 15 trillones de moléculas de eteno?

Secciones 6.1 y 6.2

11. El oxifluoruro de nitrógeno gaseoso, NOF, se forma por una reacción entre el monóxido de nitrógeno y flúor gaseosos. Escribe una ecuación química balanceada para esta reacción y clasifica la reacción dentro de los cinco tipos generales.

12. Cuando una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) se combina con una solución acuosa de hidróxido de sodio, se forma un precipitado azul de hidróxido de cobre(II).
- **a)** Escribe una ecuación con palabras y una ecuación química para esta reacción.
- **b)** Clasifica esta reacción dentro de los cinco tipos generales.

13. La ecuación no balanceada para la reacción entre soluciones acuosas de NaOH y $MgSO_4$ es la siguiente.

$NaOH(ac) + MgSO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + Mg(OH)_2(s)$
- **a)** Balancea la ecuación química.
- **b)** Escribe una ecuación con palabras para la reacción.
- **c)** Clasifica esta reacción dentro de los cinco tipos generales.

Sección 6.3

14. ¿Qué es una reacción reversible? ¿Cómo se muestra en una ecuación química que una reacción es reversible?

15. Menciona la diferencia entre *equilibrio* y *equilibrio dinámico*.

16. Describe el principio de Le Châtelier. ¿Por qué este principio es importante en la ingeniería química?

17. Después de cada uno de los siguientes procedimientos, explica si una reacción endotérmica que está en equilibrio se reajustará desplazando el equilibrio hacia la derecha o hacia la izquierda.

a) Se añade más calor.
b) Se retira calor.
c) Se añaden más productos.
d) Se añaden más reactivos.

18. En un contenedor cerrado, la reacción reversible representada por la ecuación $N_2O_4(ac) \rightarrow 2NO_2(g)$ está en equilibrio. El volumen del contenedor disminuye, causando que la presión dentro del contenedor aumente. ¿La reacción se irá hacia la izquierda o hacia la derecha? Explica tu respuesta.

19. Una cierta reacción exotérmica tiene una energía de activación muy alta. ¿Esperarías que esta reacción ocurriera de forma espontánea en condiciones normales? Explica tu respuesta.

20. ¿Por qué muchos documentos históricos invaluables se guardan en cajas cerradas a las que se les ha eliminado la mayor parte del aire?

21. La sal de las carreteras en un vehículo acelera el proceso de oxidación. Si un vehículo se cubre con sal para las carreteras, ¿será mejor lavar el vehículo antes de un periodo de clima frío o antes de un periodo de clima caliente? Explica tu respuesta.

22. El hidrógeno gaseoso se puede producir por la reacción entre aluminio y ácido sulfúrico, como se muestra en la ecuación de la reacción.

$2Al(s) + 3H_2SO_4(ac) \rightarrow Al_2(SO_4)3(ac) + 3H_2(g)$

En una reacción particular, 12 billones de moléculas de H_2SO_4 se mezclan con 6 billones de átomos de Al.

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántas moléculas de H_2 se forman cuando la reacción se completa?

23. Fritz Haber llevó a cabo su proceso para la síntesis de amoniaco a una temperatura de alrededor de 600°C. La temperatura alta aumenta la velocidad de reacción. ¿Por qué Haber no utilizó una temperatura mayor para su proceso?

24. Si se añade un catalizador a una reacción endotérmica reversible que está en equilibrio, ¿la reacción se irá hacia la izquierda o hacia la derecha?

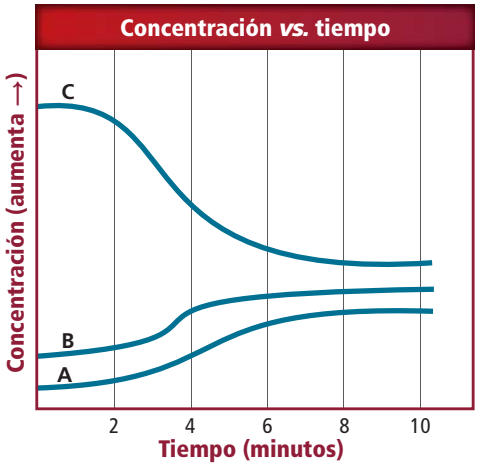
25. ¿Por qué los catalizadores se utilizan frecuentemente en forma de polvo?

26. ¿Qué son las enzimas? Menciona algunos ejemplos de cómo tu cuerpo utiliza las enzimas y nombra dos productos comunes que contengan enzimas.

27. Examina los ingredientes de algunos productos alimenticios que encuentres en tu casa y elabora una lista de los inhibidores —generalmente llamados conservadores— que encuentres en esos productos.

28. La gráfica que se muestra representa las concentraciones de tres compuestos, A, B y C conforme toman parte de una reacción que alcanza el equilibrio.

a) ¿Cuál o cuáles compuestos son los reactivos? ¿Cuál o cuáles son los productos?
b) ¿Cuánto tiempo se necesita para que la reacción alcance el equilibrio?
c) Explica cómo cambiará la gráfica si se añade más compuesto C un minuto después de que la reacción alcanza el equilibrio.



Secciones 6.1 y 6.3

29. El dióxido de azufre gaseoso se combina con oxígeno en una reacción reversible para formar trióxido de azufre gaseoso.
a) Escribe una ecuación con palabras para esta reacción.
b) Escribe una ecuación química balanceada para esta reacción.
c) Si se añade más trióxido de azufre gaseoso después de que la reacción alcanza el equilibrio, ¿la reacción se irá hacia la izquierda o hacia la derecha?

30. En una de las series de reacciones utilizadas para producir ácido nítrico, amoniaco gaseoso y oxígeno gaseoso reaccionan para formar monóxido de nitrógeno gaseoso y vapor de agua. Escribe una ecuación balanceada para esta reacción. Si se tienen 30 trillones de moléculas de amoniaco y 35 trillones de moléculas de oxígeno, ¿cuál es el reactivo limitante?

Capítulo 7

Sección 7.1

1. De los colores amarillo, rojo y violeta, ¿qué color tiene la frecuencia más baja? ¿La longitud de onda más pequeña? ¿La menor energía?

2. ¿Cuántos orbitales *f* puede haber en un nivel energético? ¿Cuál es el número máximo de electrones *f* en un nivel energético? ¿Cuál es el nivel energético más bajo que puede tener orbitales *f*?

3. ¿Qué dice el principio de incertidumbre de Heisenberg? ¿A qué modelo dio origen que explica los electrones en los átomos?

4. ¿Cuál es la forma de un orbital *s*? ¿Cómo se diferencian los orbitales *s* en diferentes niveles energéticos?

Sección 7.2

5. Identifica los elementos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas.
a) $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$
b) $[Ne]3s^23p^1$
c) $[Ar]4s^13d^5$
d) $1s^22s^1$
e) $[Xe]6s^24f^7$

6. Utiliza la tabla periódica para ayudarte a escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos. Usa el gas noble apropiado para la abreviatura del corazón interno.
a) Br
b) N
c) Te
d) Ni
e) Ba

7. ¿Cuáles son los electrones de valencia en la configuración electrónica del germanio, $[Ar]3d^{10}4s^24p^2$?

8. ¿Cuál es el subnivel más alto ocupado en la estructura de cada uno de los siguientes elementos?
a) Ca **b)** B **c)** In **d)** He **e)** Bi

9. Utiliza la tabla periódica para comparar las similitudes y diferencias de las configuraciones electrónicas de los siguientes pares de elementos: Ar y Kr, K y Ar, K y Sc.

10. ¿Por qué la mayoría de los elementos de transición tienen varios números de oxidación? ¿Qué otro tipo de elementos tiene también varios números de oxidación?

Capítulo 8

Sección 8.1

1. Para cada uno de los siguientes pares de átomos, selecciona el que tenga un radio atómico más grande.
a) Li, Be
b) Ca, Ga
c) P, As
d) Br, O
e) In, Ba

2. Para cada uno de los siguientes pares de iones, selecciona el que tenga un radio iónico más grande y explica tu elección.
a) Se^{2-}, S^{2-}
b) Te^{2-}, Cs^+
c) Mg^{2+}, Al^{3+}
d) B^{3+}, N^{3-}
e) O^{2-}, P^{3-}

3. ¿Cuál es la configuración electrónica del ion potasio? ¿Qué gas noble tiene esa misma configuración? Nombra otros dos iones que tengan la misma configuración.

4. Una amiga te dice que el metal más reactivo es el que tiene un radio atómico grande y un número grande de electrones de valencia. Analiza la veracidad de la aseveración de tu amiga.

5. Compara y contrasta las propiedades de los metales alcalinos con las propiedades de los metales alcalinotérreos.

6. Tanto el potasio como el estroncio reaccionan con agua. Predice los productos de la reacción de potasio y de estroncio con agua. Escribe una ecuación balanceada para cada una de las dos reacciones.

7. Explica cómo y por qué difieren las estructuras cristalinas del CsCl y NaCl.

8. El boro se clasifica como un metaloide. ¿A qué se refiere esto en términos de cómo reacciona el boro con otros elementos?

9. Menciona y explica algunos usos de los elementos del grupo 15.

Secciones 8.1 y 8.2

10. Menciona una razón por la cual los siguientes minerales son esenciales para la vida humana.

a) potasio **c)** calcio
b) magnesio **d)** hierro

Capítulo 9

Sección 9.1

1. ¿De qué manera varían los valores de electronegatividad a medida que desciendes por una columna de la tabla periódica? ¿y cuándo avanzar por una fila? Explica estas tendencias.

2. Utilizando sólo la tabla periódica, ordena estos átomos en orden creciente de electronegatividad.
As, Ba, N, Mg, Cs, O

3. Clasifica cada uno de los siguientes enlaces como iónico, covalente o covalente polar.

a) C—O **c)** Ca—O **e)** Mn—O
b) Cu—Cl **d)** Si—H

4. Utilizando sólo la tabla periódica, ordena estos enlaces del más iónico al menos iónico.

a) Li—F **b)** Li—Br **c)** K—F **d)** Li—Cl

5. ¿Cuál esperarías que tuviera un punto de fusión más alto, el KBr o el Kf? Explica.

6. Acomoda estos enlaces en orden creciente de polaridad.

a) S—O **b)** C—Cl **c)** Si—Cl **d)** H—Br

7. ¿Qué factores determinan si una molécula es polar o no polar?

8. En el enlace metálico, ¿por qué los electrones de valencia del metal a veces se describen como un "mar de electrones"?

9. El óxido nítrico, NO, es un gas incoloro utilizado en la fabricación de ácido nítrico. ¿El óxido nítrico es una molécula polar o no polar? Explica tu respuesta.

Sección 9.2

10. Traza el diagrama de punto electrón para cada una de las siguientes moléculas.

a) CS_2 **b)** HI **c)** CH_3Cl **d)** AsH_3

11. Describe la forma de cada una de las moléculas del problema 10.

12. El dibromometano, CH_2Br_2, es una molécula similar en estructura al metano. ¿El dibromometano es una molécula polar o no polar? Explica tu respuesta.

13. El etanol, el dióxido de carbono y la vitamina C son compuestos covalentes. ¿Cómo se puede demostrar, con estos tres compuestos, los diferentes tipos de compuestos covalentes?

14. El tetrafluoruro de carbono (CF_4) se utiliza a baja temperatura como refrigerante y aislante gaseoso. ¿Los enlaces del CF_4 son polares o no polares? ¿El CF_4 es una molécula polar? Explica tu respuesta.

15. Compara las moléculas del tricloruro de fósforo (PCl_3) y el monóxido de dicloro (Cl_2O). ¿Cuántos pares de electrones rodean al átomo central? ¿Cuántos de estos pares son de enlace? ¿De no enlace? ¿Cuáles son las formas de las moléculas?

16. El tetracloroetileno, C_2Cl_4, es un derivado del eteno en donde los átomos de hidrógeno se reemplazan por átomos de cloro. Traza el diagrama de punto electrón de Lewis para el C_2Cl_4. ¿Es una molécula polar? Explica tu respuesta.

17. El formaldehído, CH_2O, es un gas incoloro que se utiliza disuelto en agua como un líquido para embalsamar. Traza el diagrama de punto electrón de Lewis y describe su geometría.

18. El éter dietílico, $CH_3CH_2OCH_2CH_3$, se puede ver como un derivado del agua donde los hidrógenos se reemplazan por grupos CH_3CH_2 (etilo). ¿El éter dietílico es una molécula polar? Explica tu respuesta.

19. En la cromatografía en papel, ¿cuál es la fase estacionaria? ¿Cuál es la fase móvil? Compara la distancia que recorre una sustancia que tenga una fuerte atracción por el papel con la distancia que recorre una sustancia que tenga una atracción débil por el papel.

20. Indica los puntos de ebullición relativos del amoniaco (NH_3), la fosfina (PH_3) y la arsina (AsH_3). Explica tu respuesta.

Capítulo 10

Sección 10.1

1. ¿Por qué un grano de polen que está suspendido en una gota de agua se mueve en una trayectoria errática y al azar?

2. Compara el comportamiento de un disco de hockey cuando choca contra la pared de la cancha de juego con el comportamiento de una partícula de gas ideal cuando choca contra la pared del recipiente que lo contiene.

3. ¿Cuál es el valor numérico de la presión atmosférica al nivel del mar? ¿Las personas perciben la presión de la atmósfera? Explica tu respuesta.

4. Compara los sólidos con los líquidos en términos del espacio entre moléculas y el movimiento molecular.

Sección 10.2

5. Escribe, en Fahrenheit, Celsius y Kelvin, las temperaturas que corresponden al
   a) punto de congelación del agua.
   b) punto de ebullición del agua.
   c) cero absoluto.

6. Acomoda las siguientes temperaturas en orden decreciente.

   110°C, 212 K, 212°F, 273°C, 273 K

7. Completa la tabla.

Temperatura	Celsius, °C	Kelvin, K
Punto de ebullición del helio, He	–268.94	
Un día caluroso de verano		305
Punto de fusión del zinc	419	
Punto de ebullición del butano, C_4H_{10}		272.7

8. Se proporcionan las temperaturas en Celsius o Kelvin de los puntos de ebullición de cinco gases. Acomódalos en orden creciente según su punto de ebullición.

Cloro (Cl_2)	239 K
Kryptón (Kr)	–153°C
Éter dimetílico (C_2H_6O)	–24°C
Sulfuro de dihidrógeno (H_2S)	213 K
Dióxido de azufre (SO_2)	–10°C

9. Imagina que la temperatura exterior aumenta en 1.00°C. ¿Cuál es el aumento de la temperatura en grados Fahrenheit? ¿En Kelvin?

10. ¿Cuáles partículas de los siguientes gases tendrán una velocidad promedio más alta? ¿Y cuáles la velocidad promedio más baja?

a) argón a 20°C
b) nitrógeno a 100°C
c) nitrógeno a 20°C
d) helio a 100°C

11. ¿Cuáles partículas de los gases del problema 10 tienen la energía cinética promedio más alta? ¿Cuáles tienen la energía cinética promedio más baja?

12. El sulfuro de dihidrógeno (H_2S) y el dióxido de azufre (SO_2) son gases incoloros que tienen olores desagradables. Si comparas los gases a la misma temperatura, ¿cuál de estos gases tiene una mayor velocidad de difusión en el aire? Explica tu respuesta.

13. Explica por qué los líquidos se enfrían a medida que se evaporan.

14. Compara y contrasta la sublimación con la evaporación.

15. ¿Un líquido que está en un contenedor abierto puede llegar al equilibrio con su vapor? Explica por qué.

16. Describe cómo se afecta el punto de ebullición al aumentar la temperatura.

17. Predice si el punto de ebullición del agua, en tu escuela, es mayor o menor de 100°C.

18. Explica la relación que existe entre los términos *punto de congelación*, *calor de fusión* y *red cristalina*.

19. ¿Cuál es la relación de la cantidad de energía que se necesita para hervir 1 kg de agua a 100°C y la cantidad de energía que se necesita para derretir 1 kg de hielo a 0°C?

20. El ciclohexano, C_6H_{12}, hierve a 80.7°C y funde a 6.5°C. Unos cuantos gramos de ciclohexano se enfrían de +120°C a –20°C. Elabora una gráfica con la curva de enfriamiento del ciclohexano, poniendo el tiempo en el eje horizontal y la temperatura en el eje vertical.

Capítulo 11

Sección 11.1

1. Utiliza la **tabla 11.1** y la ecuación 1.00 pulgada = 25.4 mm para convertir los siguientes valores de presión.

a) 147 mm Hg a psi
b) 232 psi a kPa
c) 67.2 kPa a mm Hg
d) 214 pulgadas Hg a atm

Tabla 11.1 Presiones equivalentes

1.00 atm	760 mm Hg	14.7 psi	101.3 kPa

2. Convierte la medida de presión de 3.50 atm a las siguientes unidades.
   a) mm Hg
   b) psi
   c) kPa
   d) pulgada Hg
3. ¿Cuál es la diferencia entre la presión manométrica y la presión absoluta?
4. Un manómetro para llantas de una estación de gas indica que las llantas de tu vehículo tienen 29.0 psi de presión. ¿Cuál es la presión absoluta en las llantas, en pulgadas de mercurio?
5. Imagina que la atmósfera de un cierto planeta contiene, principalmente, CO_2 gaseoso. Compara la presión atmosférica de la superficie de este planeta con la presión que habría si la atmósfera fuera del mismo espesor pero formada, principalmente, de metano gaseoso.
6. Menciona alguna razón por la cual Torricelli utilizó mercurio en su barómetro, en lugar de algún otro líquido, como el agua.

Sección 11.2

7. ¿Qué factores afectan el volumen de un gas?
8. Un cilindro que contiene 48 g de nitrógeno gaseoso a temperatura ambiente se coloca en una balanza. La válvula se abre y se deja que escapen 12 g de gas. Si la temperatura del cilindro permanece constante, ¿cómo cambia la presión?
9. Un tanque contiene 22 g de aire. Si se bombean 27 g de aire al tanque a temperatura constante, ¿cómo cambia la presión dentro del tanque?
10. Un cilindro contiene 36.5 g de argón gaseoso a una presión de 8.20 atm. La válvula se abre y se permite que el gas escape hasta que la presión se reduce a 4.75 atm, a temperatura constante. ¿Cuántos gramos de argón se escaparon?
11. Si la presión en una lata de aerosol es de 182 kPa a 20.0°C, ¿cuál será la presión dentro de la lata si se calienta a 251°C?
12. Una muestra de argón de 5.3 L está a presión atmosférica estándar y 294°C. La muestra se enfría en hielo seco a –79°C, a volumen constante. ¿Cuál es la nueva presión, en mm Hg?
13. Un tanque de gas comprimido puede resistir, de manera segura, una presión máxima de 955 kPa. La presión en el tanque es de 689 kPa a una temperatura de 22°C. ¿Cuál es la temperatura máxima a la que el tanque puede resistir la presión de manera segura?
14. Imagina que en una mañana fría, cuando la temperatura es de –5°C, utilizas un manómetro para medir la presión de las llantas de tu bicicleta. El manómetro da una lectura de 53 psi. En la tarde, la temperatura ha subido hasta los 11°C. Si mides de nuevo la presión de las llantas, ¿cuál esperarías que fuera la lectura del manómetro? Asume que el volumen de aire en las llantas es constante.
15. Un cilindro contiene 98 g de aire a 295 K. La presión del cilindro es de 174 psi. Si se dejan escapar 32 g de aire y el cilindro se calienta a 335 K, ¿cuál será la nueva presión?
16. Un cilindro de gas comprimido tiene un volumen de 14.5 L y una presión de 769 kPa. ¿Qué volumen ocuparía el gas si se dejara escapar un globo, a una presión de 117 kPa? Supón que la temperatura es constante.
17. En una planta de tratamiento de aguas residuales, los cultivos de bacterias producen 2 400 L de gas metano por día a 1.0 atm de presión. Si el metano producido en un día se almacena en un tanque de 310 L, ¿cuál es la presión en el tanque?

18. Un globo de 0.400 L se llena con aire a 1.10 atm. Si el globo se estruja y se pone dentro de un vaso de precipitados de 250 mL sin que estalle, ¿cuál será la presión del aire?

19. Una muestra de argón gaseoso se comprime a temperatura constante, causando que su presión aumente en 25%. ¿Cuál es el porcentaje de cambio en el volumen de la muestra?

20. Compara cualitativamente el volumen de una muestra de aire a TPE con el volumen de la misma muestra de aire bajo las condiciones normales de temperatura y presión de tu salón de clases.

21. Un globo lleno con 2.5 L de aire a 23°C y 1 atm se coloca al aire libre en un frío día de invierno cuando la temperatura es –12°C. Si la presión es constante, ¿cuál será el nuevo volumen del globo?

22. A 25°C y 1 atm, el volumen de una muestra de nitrógeno es 75 mL. ¿Cuál es su volumen a TPE?

23. A presión atmosférica, un globo contiene 1.50 L de helio gaseoso. ¿Cómo cambiaría el volumen si la temperatura Kelvin se reduce al 60% de su valor original?

24. El volumen de una muestra de helio es 2.4 L a –225°C y 1 atm. Predice cuál sería el volumen de la muestra a +225°C y 1 atm.

25. Un cilindro contiene 5.70 L de gas a una temperatura de 24°C. El cilindro se calienta y un pistón se mueve en el cilindro de forma que la presión se mantiene constante. Si el volumen final del gas dentro del cilindro es 6.55 L, ¿cuál es la temperatura final?

26. Una muestra de 3.50 L de nitrógeno a 10°C se calienta a presión constante hasta que ocupa un volumen de 5.10 L. ¿Cuál es la nueva temperatura de la muestra?

27. Una muestra de argón gaseoso tiene un volumen de 425 mL a 463 K. La muestra se enfría a presión constante hasta que alcanza un volumen de 315 mL. ¿Cuál es la nueva temperatura?

28. Utiliza la ley de Charles para predecir el cambio en la densidad de una muestra de aire si su temperatura se aumenta a presión constante.

29. Imagina que tienes una muestra de 1 L de neón gaseoso y una muestra de 1 L de nitrógeno gaseoso; ambas muestran están a TPE. Compara el número de partículas de gas en cada muestra. Compara las masas de las muestras.

30. Una muestra de 825 mL de oxígeno se colecta a 101 kPa y 315 K. Si la presión aumenta a 135 kPa y la temperatura desciende a 275 K, ¿qué volumen ocupará la muestra de oxígeno?

31. A 37.4 kPa y –35°C, el volumen de una muestra de kriptón gaseoso es de 346 mL. ¿Cuál es el volumen a TPE?

32. Una muestra de 44 g de CO_2 tiene un volumen de 22.4 L a TPE. La muestra se calienta a 71°C y se comprime a un volumen de 18.0 L. ¿Cuál es la presión final?

33. Un gas tiene un volumen de 2 940 mL a 58°C y 95.9 kPa. ¿Qué presión causará que el gas tenga un volumen de 3 210 mL a 25°C?

34. Un globo se llena con 4.50 L de helio a 15°C y 763 mm Hg. Cuando el globo se libera, se eleva en la atmósfera. Cuando alcanza una altura de 2 500 m, la temperatura es de 0°C y la presión disminuye hasta 542 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del globo?

35. Compara el número de partículas que hay en 1.0 L de nitrógeno gaseoso a temperatura ambiente y 1.0 atm de presión con el número de partículas en 2.0 L de oxígeno gaseoso a temperatura ambiente y 3.0 atm de presión.

36. ¿Cuántos litros de oxígeno se necesitarán para reaccionar completamente con 15 L de monóxido de carbono a la misma temperatura y presión para formar dióxido de carbono?

37. ¿Cuántos litros de nitrógeno gaseoso e hidrógeno gaseoso se deben combinar para producir 28.6 L de amoniaco si todos los gases están a la misma temperatura y presión?

38. Un cilindro contiene 14.2 g de nitrógeno a 23°C y 5 030 mm Hg. El cilindro se calienta a 45°C y se libera nitrógeno gaseoso hasta que la presión baja a 2 250 mm Hg. ¿Cuántos gramos de nitrógeno quedan dentro del cilindro?

39. Una muestra de 75.0 mL de aire está a presión estándar y –25°C. El aire se comprime a un volumen de 45.0 mL y la temperatura se ajusta hasta que la presión del aire es 2.00 atm. ¿Cuál es la temperatura final?

40. Un gas tiene un volumen de 146 mL a TPE. ¿Qué temperatura en Celsius causará que el gas tenga un volumen de 217 mL a una presión de 615 mm Hg?

Capítulo 12

Sección 12.1

1. Una persona te da una bolsa con monedas de la misma denominación. Si las monedas tienen una masa de 4.24 kg y 50 monedas tienen una masa de 144 g, ¿cuántas monedas recibiste?

2. ¿Cuáles son las masas molares de las siguientes sustancias?

a) paladio
b) hidrógeno
c) hidróxido de calcio
d) pentóxido de difósforo

3. Calcula el número de átomos que hay en cada una de las siguientes muestras.

a) 12.7 g de plata (Ag)
b) 56.1 g de aluminio (Al)
c) 162 g de calcio (Ca)

4. Sin hacer cálculos, indica qué contiene un número mayor de átomos: 10.0 g de zinc o 10.0 g de silicio. Verifica tu respuesta mediante los cálculos.

5. Calcula el número de moles en cada una de las siguientes muestras.

a) 7.62 g de cloruro de cesio, CsCl
b) 42.5 g de propanol (C_3H_8O)
c) 694 g de dicromato de amonio ($(NH_4)_2Cr_2O_7$)

6. Calcula la masa de las siguientes cantidades molares.

a) 0.172 mol de ozono (O_3)
b) 2.50 mol de heptano (C_7H_{16})
c) 0.661 mol de fosfato de hierro(II) ($Fe_3(PO_4)_2$)

7. ¿Cuál tiene la mayor masa?
- **a)** diez átomos de carbono, C
- **b)** tres moléculas de cloro gaseoso (Cl_2)
- **c)** una molécula de fructuosa ($C_6H_{12}O_6$)

8. ¿Cuál tiene la mayor masa?
- **a)** 10.00 mol de carbono (C)
- **b)** 3.00 mol de cloro gaseoso (Cl_2)
- **c)** 1.000 mol de fructuosa ($C_6H_{12}O_6$)

9. Calcula el número de moléculas que hay en 0.127 mol de ácido fórmico (CH_2O_2). ¿Cuál es la masa de esta cantidad de ácido fórmico?

10. Calcula el número de moléculas o unidades fórmula en cada una de las siguientes muestras. Identifica cada una como una unidad fórmula o una molécula.
- **a)** 85.3 g de agua (H_2O)
- **b)** 100.0 g de cloro (Cl_2)
- **c)** 0.453 g de cloruro de potasio (KCl)
- **d)** 14.6 g de acetaminofén ($C_8H_9NO_2$)

11. El promedio de la masa atómica del oxígeno es 4.0 veces más grande que el promedio de la masa atómica del helio. ¿Esperarías que la masa molar del oxígeno gaseoso fuera 4.0 veces más grande que la masa molar del helio gaseoso? Explica tu respuesta.

12. La vitamina B_2, también llamada riboflavina, tiene la fórmula química $C_{17}H_{20}N_4O_6$. ¿Cuál es la masa molecular de la vitamina B_2? ¿Cuál es su masa molar?

13. La fórmula molecular del colesterol es $C_{27}H_{46}O$. ¿Cuál es la masa molar del colesterol? ¿Cuál es la masa en gramos de una sola molécula de colesterol?

14. ¿En qué masa de aluminio hay el mismo número de átomos que en 125 g de plata?

Sección 12.2

15. La combustión del metanol produce dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua.

$2CH_3OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(g)$

¿Qué masa de vapor de agua se forma cuando se queman 52.4 g de metanol?

16. El dicloruro de diazufre se prepara haciendo pasar cloro gaseoso a través de azufre fundido, S_2Cl_2?

$Cl_2(g) + 2S(l) \rightarrow S\ 2Cl_2(l)$

¿Cuántos gramos de cloro se necesitan para producir 20.0 g de S_2Cl_2?

17. Utilizando la reacción del problema 16, ¿cuántos gramos de azufre se necesitan para producir 20.0 g de S_2Cl_2?

18. Calcula la masa del precipitado que se forma cuando 250 mL de una solución acuosa que contiene 35.0 g de nitrato de plomo(II) reacciona con un exceso de solución de yoduro de sodio, como se indica en la siguiente reacción.

$Pb(NO_3)_2(ac) + 2NaI(ac) \rightarrow 2NaNO_3(ac) + PbI_2(s)$

19. ¿Cuál es la masa de carbono que se debe quemar para producir 4.56 L de CO_2 gaseoso a TPE? La reacción es

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

20. ¿Qué volumen de hidrógeno gaseoso se produce cuando reaccionan 5.40 g de zinc con exceso de ácido clorhídrico a 25.0°C y 105 kPa? La reacción es: $Zn(s) + 2HCl(ac) \rightarrow ZnCl\ 2(ac) + H_2(g)$.

21. Explica cómo la ley del gas ideal confirma las leyes de Boyle y de Charles.

22. ¿Cuántos moles de argón hay en un contenedor de 2.50 L, a 125 kPa y 15.0°C?

23. ¿Cuál es el volumen de 0.300 mol de oxígeno a 46.5 kPa y 215°C?

24. ¿Cuál es la presión de una muestra de 2.00 mol de nitrógeno gaseoso que ocupa 10.5 L a –25°C?

25. Calcula el valor de la constante R del gas ideal, en unidades de atm·L/mol·K.

26. Utilizando el valor de la constante del gas ideal que calculaste en el problema 25, calcula el número de moles que hay en una muestra de 7.56 L de neón a –45°C y 4.12 atm. ¿Cuántos gramos de neón contiene la muestra?

27. El dodecano, ($C_{12}H_{26}$), es uno de los componentes del queroseno. Escribe la ecuación química balanceada de la combustión del dodecano para formar dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. Si se queman 3.00 mol de dodecano, ¿cuántos moles de oxígeno se consumen? ¿Cuántos moles de dióxido de carbono y de vapor de agua se producen?

28. Si en la reacción del problema 27 se queman 60.0 g de dodecano, ¿cuántos gramos de vapor de agua se producen? ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono?

29. Las plantas verdes producen oxígeno como lo indica la reacción de abajo. Si un arbusto de rosas produce 50.5 L de oxígeno a 27.0°C y 101.3 kPa, ¿cuántos gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) produjo la planta?

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \xrightarrow{\text{luz solar}} C_6H_{12}O_6(ac) + 6O_2(g)$$

30. Calcula la masa de cada uno de los productos que se forman cuando 10.5 g de carbonato hidrógeno de sodio ($NaHCO_3$) reaccionan con un exceso de ácido clorhídrico.

31. Cuando una solución de 25.0 g de nitrato de plata en 100 g de agua se mezcla con una solución de 10.0 g de cloruro de magnesio en 100 g de agua, ocurre una reacción de desplazamiento doble. La ecuación química balanceada se muestra en seguida. ¿Cuál es el reactivo limitante?

$$2AgNO_3(ac) + MgCl_2(ac) \rightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + 2AgCl(s)$$

32. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos?

a) $K_2C_2O_4$
b) $Na_2S_2O_3$
c) $C_{20}H_{20}O_4$
d) $Pb_3(PO_4)_2$
e) $C_{15}H_{21}N_3O_{15}$
f) $C_6H_{12}O_7$

33. ¿Cuál es la fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos?

a) fórmula empírica: C_4H_4O; masa molar: 136 g/mol
b) fórmula empírica: CH_2; masa molar: 154 g/mol
c) fórmula empírica: As_2S_5; masa molar: 310 g/mol

34. Sin hacer cálculos, indica cuál de los siguientes compuestos tiene un mayor porcentaje de nitrógeno: $Ca(NO_3)_2$ o $Ca(NO_2)_2$. ¿Cómo lo sabes?

35. Un óxido de cromo tiene 68.4% en masa de cromo. La masa molar del óxido es 152 g/mol. ¿Cuál es la fórmula del compuesto?

36. Calcula el porcentaje de oxígeno en cada uno de los siguientes óxidos de nitrógeno.

a) monóxido de nitrógeno (NO)
b) monóxido de dinitrógeno (N_2O)
c) pentóxido de dinitrógeno (N_2O_5)

37. Cuando se analiza una mezcla de cloruro de sodio y de cloruro de potasio se encuentra que contiene 22% de potasio. ¿Qué porcentaje de esta mezcla es cloruro de sodio?

38. La vainillina es un compuesto que se utiliza como un saborizante artificial en muchos productos alimenticios. La vainillina es 63.2% C, 5.3% H y 31.5% O. Su masa molar es aproximadamente 152 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de la vainillina?

39. ¿Cuál es la fórmula de un hidrato compuesto por 80.15% de $ZnSO_3$ y 19.85% de H_2O?

40. Una muestra de 15.0 g de carbonato de sodio reacciona con un exceso de ácido sulfúrico para formar sulfato de sodio, como se muestra en la reacción siguiente. Cuando la reacción se completa, se recuperan 16.9 g de sulfato de sodio. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento

$$Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Capítulo 13

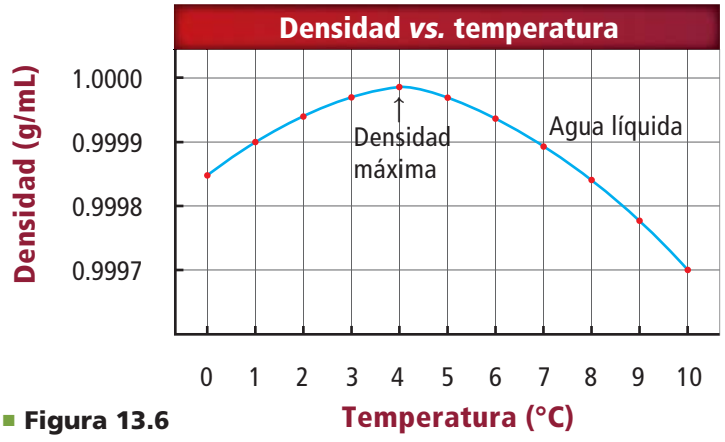
Sección 13.1

1. Menciona cuatro ejemplos de compuestos moleculares, además del agua, que formen puentes de hidrógeno.

2. Utiliza la **figura 13.6** para responder las siguientes preguntas.

a) ¿Cuál es la densidad del agua a 10.0°C?
b) ¿A qué temperatura la densidad del agua será de 0.9998 g/mL?
c) La densidad del agua a 1.0°C es 0.9999 g/mL. ¿A qué otra temperatura el agua tiene la misma densidad?

3. La tensión superficial del agua es alrededor de tres veces más grande que la del etanol. Si sobre una superficie lisa se pone una gota de agua y una gota de etanol, ¿cual es la diferencia en su comportamiento?



■ **Figura 13.6**

4. Imagina que tienes un líquido en el cual las fuerzas atractivas interpartícula y las fuerzas atractivas entre las partículas del líquido y el dióxido de silicio son moderadamente débiles. Si pones una muestra del líquido en una probeta graduada de vidrio de 25 mL, ¿cómo esperarías que se viera la superficie del líquido?
5. Imagina que tienes 150 mL de agua a 20°C en un vaso de precipitados de 250 mL y 150 g de etanol a 20°C en un vaso de precipitados idéntico. Luego calientas ambos líquidos a 70°C. ¿Qué líquido absorbe más calor?
6. Imagina que el calor específico del agua es 2.0 J/g·°C. ¿En qué sería diferente el clima en la Tierra?

Sección 13.2

7. Escribe ecuaciones para la disociación de los siguientes compuestos iónicos cuando se disuelven en agua.
   a) $ZnCl_2$ **c)** $Mg(NO_3)_2$
   b) Rb_2CO_3 **d)** $(NH_4)_2SO_4$
8. Cuando los científicos predicen solubilidad, generalmente utilizan la frase lo semejante disuelve a lo semejante. Explica por qué el agua caliente, un compuesto covalente, puede ser "semejante" a un compuesto iónico.
9. ¿Esperarías que el hexano líquido (C_6H_{14}) se mezclara con agua para formar una solución? Explica tu respuesta.
10. Compara y contrasta las estructuras de las moléculas de detergente con las moléculas de jabón. ¿Cuál de las dos es más efectiva en agua dura? Explica tu respuesta.
11. ¿Por qué los químicos no utilizan las palabras fuerte y débil para describir las concentraciones de soluciones? ¿Qué términos emplean?
12. Imagina que disuelves 5.0 g de $KClO_3$ en 50.0 mL de agua a 40°C y después enfrías lentamente la solución a 20°C. No hay un cambio aparente en la solución. Utiliza la **figura 13.20** para determinar si la solución a 20°C es saturada, insaturada o supersaturada.
13. Utiliza la **figura 13.20** para comparar las solubilidades en agua del clorato de potasio y sulfato de cerio(III) en el intervalo de temperatura desde los 10°C hasta los 30°C.

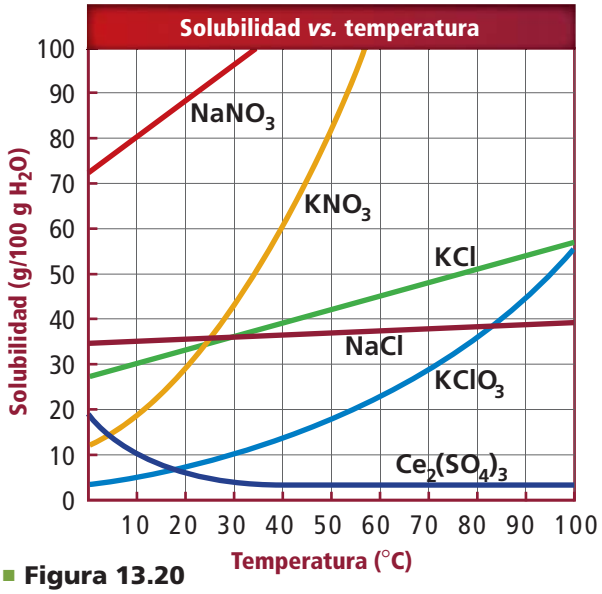


Figura 13.20

14. El proceso de disolver en agua ¿es exotérmico o endotérmico para:
a) la mayoría de los solutos sólidos?
b) un soluto que se utiliza en un empaque caliente?

15. ¿Cómo prepararías 3.00 L de una solución de nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, 0.500*M*?

16. ¿Cómo prepararías 1.50 L de una solución de cloruro de zinc ($ZnCl_{2)}$, 1.75*M*?

17. ¿Qué masa de sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$), se debe disolver para hacer 720.0 mL de una solución 0.200*M*?

18. ¿Qué masa de acetona, C_3H_6O, se debe disolver para hacer 2.50 L de una solución 1.15*M*?

19. ¿Cuál será la molaridad de una solución que contiene 2.50 g de carbonato de potasio, K_2CO_3, en 1.42 L de solución?

20. Calcula la molaridad de una solución que contiene 185 g de metanol, (CH_3OH), en 1 150 mL de solución.

21. Si añades 170.0 g de $NaNO_3$ a 1.00 L de agua, ¿habrás creado una solución de $NaNO_3$ 2.00*M*? Explica tu respuesta.

22. Para el agua pura, existe una diferencia de 100°C entre el punto de ebullición y el punto de congelación. Para una solución de sacarosa 1.5*M*, ¿la diferencia de temperatura correspondiente será mayor o menor que 100°C? Explica tu respuesta.

23. Acomoda estas soluciones en orden ascendente según su punto de congelación y explica tu respuesta.

a) 1.2 mol de $ZnSO_4$ en 0.900 L de solución
b) 0.40 mol de KCl en 550 mL de solución
c) 3.4 mol de $NaNO_3$ en 1.80 L de solución

24. Imagina que tienes dos soluciones acuosas. Una contiene 151.6 g de KNO_3 disueltos en 1.00 L de solución, y la otra contiene 1 026 g de sacarosa disueltos en 2.00 L de solución. Calcula la molaridad de cada solución y determina cuál solución tiene un punto de ebullición más alto.

25. La etilendiamina es una molécula con la fórmula $C_2H_4(NH_2)_2$. Cada molécula tiene dos grupos NH_2. La etilamina, $C_2H_5NH_2$, tiene un grupo NH_2. ¿Cómo esperarías que se compararan los puntos de ebullición de la etilamina y la etilendiamina?

26. Una membrana de permeabilidad selectiva separa dos soluciones acuosas de cloruro de sodio. En el lado izquierdo de la membrana hay una solución compuesta de 74 g de NaCl disueltos en 420 g de agua. En el lado derecho de la membrana hay una solución compuesta de 27 g de NaCl disueltos en 125 g de agua. ¿En qué dirección fluirá el solvente?

27. Describe dos factores que afectan la solubilidad del gas en agua.

28. Explica la causa del mal conocido como aeroembolismo, que algunas veces afecta a los buzos.

29. ¿Qué es un aerosol líquido? ¿Una espuma? Menciona dos ejemplos de cada uno.

30. Compara y contrasta los coloides con las soluciones reales.

Capítulo 14

Sección 14.1

1. Escribe los nombres y las fórmulas de los ácidos y las bases que están entre los diez productos químicos industriales más producidos en Estados Unidos.
2. Escribe una ecuación química que muestre cómo el ácido perclórico acuoso cumple con la definición de ácido.
3. Escribe una ecuación balanceada para la reacción entre ácido sulfúrico y aluminio.
4. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes ácidos e identifica cada uno como un ácido monoprótico, diprótico o triprótico.
   a) ácido nítrico
   b) ácido bromhídrico
   c) ácido cítrico
   d) ácido carbónico
   e) ácido benzoico
5. Identifica el primer compuesto en las siguientes reacciones como un ácido o una base.
   a) $HBrO + H_2O \rightarrow H_3O^+ + BrO^-$
   b) $N\,2H_4 + H_2O \rightarrow N\,2H_5^+ + OH^-$
   c) $C_{10}H_{14}N_2 + H_2O \rightarrow C_{10}H_{14}N_2H^+ + OH^-$
   d) $C_6H_5OH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + C_6H_5O^-$
6. Clasifica cada sustancia como un ácido, una base o ninguno de los dos cuando están disueltos en agua.
   a) $HC_3H_5O_2$ **c)** HI **e)** $Fe(OH)_3$
   b) Li_2O **d)** C_2H_6
7. Escribe la ecuación balanceada para la reacción de hidróxido de calcio con ácido fórmico.
8. Imagina que quieres preparar nitrato de bario a partir de una reacción ácido-base. Escribe una reacción con la que lo puedas hacer.
9. Considera los óxidos SrO y SO_2. Para cada óxido indica si es un anhídrido ácido o un anhídrido básico. Escribe una ecuación que demuestre la química ácido-base de cada uno.

Sección 14.2

10. Proporciona la fórmula de cada uno de los siguientes hidróxidos e identifícalos uno como una base fuerte o una base débil.
    a) hidróxido de potasio
    b) hidróxido de aluminio
    c) hidróxido de estroncio
    d) hidróxido de hierro(II)
    e) hidróxido de rubidio
11. El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido extremadamente venenoso que reacciona de manera ligera con agua para formar pocos iones hidronio y iones cianuro, CN^-. Clasifica el HCN como un ácido fuerte, un ácido débil, una base fuerte o una base débil.
12. Analizas varias soluciones y encuentras que cada una tiene un pH de 12.2, 3.5, 8.0, 5.7, 1.2 y 10.0. ¿Cuál de las soluciones tiene la mayor concentración de iones hidronio? ¿De iones hidróxido? ¿Cuál solución es la más cercana a ser neutra?

13. Encuentra los valores de pH de las soluciones que tienen las siguientes concentraciones de ion hidronio.

a) $10^{-9}M$ **b)** $1M$ **c)** $10^{-3}M$

14. Encuentra los valores de pH de las soluciones con las siguientes concentraciones de ion hidróxido.

a) $10^{-6}M$ **b)** $10^{-7}M$ **c)** $10^{-14}M$

15. Una solución de carbonato de sodio tiene un pH de 11. Compara las concentraciones de ion hidronio y de ion hidróxido con las de una solución neutra.

16. Compara las concentraciones de iones hidróxido, iones hidronio, iones formiato (CHO_2^-) y moléculas de ácido fórmico, en una solución acuosa de ácido fórmico.

17. Calcula la molaridad de NH_3, NH_4 + y OH^- en una solución de NH_3 $0.25M$.

18. ¿Cuál es la molaridad del HNO_3, H_3O^+, NO_3^- y OH^- en una solución de HNO_3 $0.010M$? ¿Cuál es el pH de la solución?

19. ¿Cuál es la molaridad del NaOH, Na^+, OH^- y H_3O^+ en una solución de NaOH $1.0M$? ¿Cuál es el pH de la solución?

Secciones 14.1 y 14.2

20. ¿Cuál de las siguientes soluciones conduce mejor la electricidad? ¿Cuál es el conductor más débil?

a) $1.0M$ $HC_2H_3O_2$
b) $0.1M$ $HC_2H_3O_2$
c) $0.5M$ H_2SO_4

Capítulo 15

Sección 15.1

Escribe la ecuación global, iónica y iónica neta para cada una de las reacciones 1 a 6.

1. ácido nítrico (HNO_3) e hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$)

2. ácido fórmico ($HCHO_2$) e hidróxido de litio, LiOH

3. ácido sulfúrico, H_2SO_4, e hidróxido de sodio, NaOH

4. ácido bromhídrico, HBr, y amoniaco (NH_3)

5. ácido láctico ($HC_3H_5O_3$) e hidróxido de estroncio ($Sr(OH)_2$)

6. ácido láctico ($HC_3H_5O_3$) e hidróxido de estroncio $Sr(OH)_2$

7. Para cada una de las reacciones de las preguntas 1 a 6, indica si el pH del producto será ácido, básico o neutro y explica tu respuesta.

8. Identifica los iones espectadores en cada una de las reacciones 1 a 6.

9. Ocurre una reacción en la que el ácido perclórico neutraliza una base fuerte desconocida. Escribe la ecuación iónica neta de esta reacción.

10. El ácido benzoico, $HC_7H_5O_2$, se encuentra en pequeñas cantidades en varios tipos de bayas. Escribe la ecuación global, iónica y iónica neta de la reacción del ácido benzoico con el hidróxido de litio. ¿El pH del producto será mayor a 7, 7 o menor a 7? Explica tu respuesta.

11. Cuando cada una de las siguientes sales se disuelve en agua, ¿la solución resultante será ácida, básica o neutra? Explica tu respuesta.

a) NaBr **b)** $NaC_2H_3O_2$ **c)** NH_4NO_3

12. En términos de transferencia de ion hidrógeno, ¿cómo se definen los ácidos y las bases?

13. Identifica el ácido y la base en cada una de las siguientes reacciones.

a) $HC_2H_3O_2(ac) + NH_3(ac) \rightarrow NH_4 +(ac) + C_2H_3O_2^-(ac)$

b) $HNO_2(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O +(ac) + NO_2^-(ac)$

c) $H_2BO_3 -(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3BO_3(ac) + OH^-(ac)$

14. Una sustancia anfotérica es una sustancia que puede actuar como ácido y como base. El ion hidrógeno sulfito es anfótero. Escribe las reacciones que demuestren esta propiedad para el HSO_3^-.

15. Menciona un ejemplo de una reacción ácido base que no requiera la presencia de agua. Explica cómo sabes cuál reactivo es el ácido y cuál es la base.

16. ¿Qué tipo de reacción ácido base no siempre se completa? Explica tu respuesta.

17. Completa y balancea la ecuación global de cada una de las siguientes reacciones ácido base.

a) $HNO_2(ac) + LiOH(ac) \rightarrow$

b) $H_2SO_4(ac) + Al(OH)_3(s) \rightarrow$

c) $H_3C\ 6H_5O_7(ac) + Mg(OH)\ 2(ac) \rightarrow$

d) $HC_7H_5O_2(ac) + NH_3(ac) \rightarrow$

18. Para cada una de las reacciones del problema 17, identifica el tipo de reacción ácido base que representa cada ecuación.

19. Escribe una ecuación global para la reacción ácido base que se necesitaría para producir cada una de las siguientes sales.

a) $Mg(NO_3)_2$ **c)** K_2SO_4

b) NH_4I **d)** $Sr(C_2H_3O_2)_2$

Sección 15.2

20. Si aumenta la concentración de OH^- en la sangre, ¿qué sucede con las concentraciones de H_2CO_3, HCO_3^- y OH^-?

21. Si el pH de la sangre de una persona aumenta mucho, ¿qué puede hacer esa persona para que el pH de la sangre vuelva a su nivel normal?

22. Escribe una reacción global que ilustre cómo un antiácido que tiene leche de magnesia reduce la acidez del ácido estomacal.

23. ¿Qué significa titulación hasta punto final? ¿Qué sucede con el pH de la disolución que se está titulando en el punto final?

24. ¿Cómo se compara el pH del punto final de una titulación ácido débil-base fuerte con el de una titulación base débil-ácido fuerte?

25. Una solución de NaOH 0.200*M* se utilizó para titular una solución de HCl con concentración desconocida. Para neutralizar 10.0 mL de HCl hasta el punto final, se utilizaron 27.8 mL de la solución de NaOH. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HCl?

26. Un estudiante encuentra que se requieren 42.7 mL de hidróxido de sodio 0.500*M* para neutralizar 30.0 mL de una solución de ácido sulfúrico. ¿Cuál es la molaridad del ácido sulfúrico?

27. Un estudiante neutraliza 20.0 L de solución de hidróxido de potasio con 11.6 mL de HCl 0.500*M*. ¿Cuál es la molaridad del hidróxido de potasio?

28. Una solución de NaOH de concentración desconocida se utilizó para titular 30.0 mL de una solución de ácido cítrico, $H_3C_6H_5O_7$, 0.100*M*. Si se utilizan 16.4 mL de NaOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la concentración de la solución de NaOH?

29. Una muestra de 35.0 mL de ácido fórmico, $HCHO_2$, se titula hasta el punto final con 68.3 mL de $Ca(OH)_2$ 0.100*M*. ¿Cuál es la molaridad del ácido fórmico?

30. Un estudiante encuentra que se requieren 31.5 mL de una solución de LiOH 0.175*M* para titular 15.0 mL de una solución de ácido fosfórico hasta el punto final. ¿Cuál es la molaridad del H_3PO_4?

31. ¿Cuántos mililitros de $Ca(OH)_2$ 0.120*M* se necesitan para neutralizar 40.0 mL de $HClO_4$ 0.185*M*?

32. ¿Qué volumen de HNO_3 0.100*M* se necesita para neutralizar 56.0 mL de KOH 6.00*M*?

33. Una muestra de 14.5 mL de un ácido triprótico desconocido, se titula hasta el punto final con 35.2 mL de $Sr(OH)_2$ 0.0800*M*. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido?

34. Los siguientes valores corresponden al pH del punto final de tres titulaciones. Para cada pH de punto final, indica si se trata de una reacción ácido débil-base fuerte, base débil-ácido fuerte o ácido fuerte-base fuerte. Utiliza la **figura 15.17** de la página 834 para seleccionar el mejor indicador para cada reacción.

a) pH = 9.38 **b)** pH = 7.00 **c)** pH = 5.32

35. Una muestra de 25.0 mL de una solución de H_2SO_3 con molaridad desconocida, se titula hasta el punto final con 76.2 mL de KOH 0.150*M*. ¿Cuál es la molaridad del H_2SO_3? Utiliza la **figura 15.17** para seleccionar el mejor indicador para la reacción.

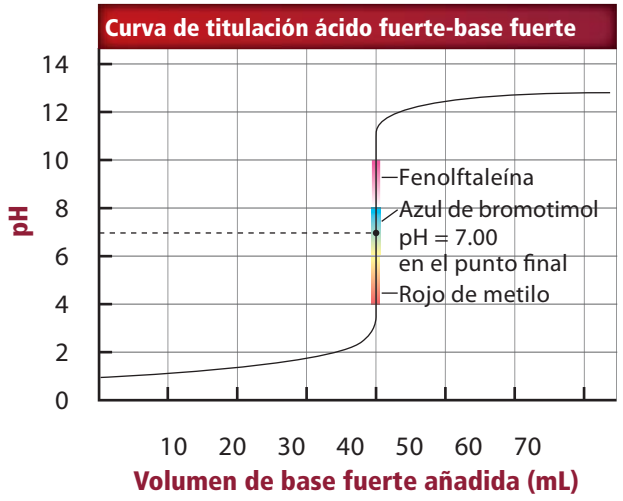
36. Una tableta de antiácido que contiene $KHCO_3$, se titula con HCl 0.100*M*. Si 0.300 g de la tableta requieren 26.5 mL de HCl para llegar al punto final, ¿cuál es el porcentaje en masa de $KHCO_3$ en la tableta?

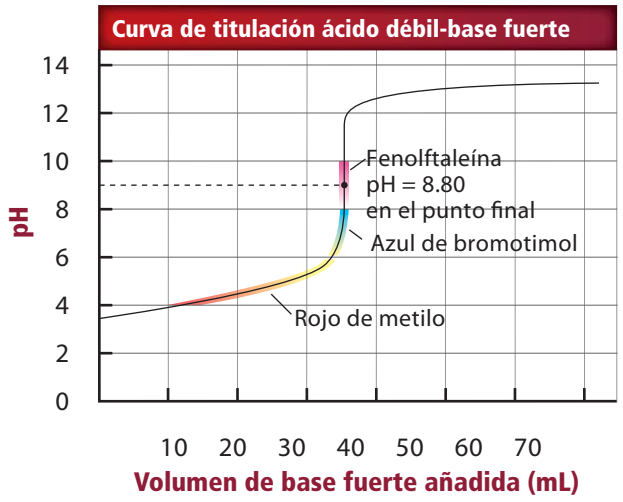
37. La vitamina C también se conoce como ácido ascórbico, $HC_6H_7O_6$. Se hace una solución disolviendo una tableta que contiene 0.500 g de vitamina C en 100 mL de agua destilada y se titula hasta el punto final con NaOH 0.125*M*. Si la vitamina C es el único ácido presente en la tableta, ¿cuántos mililitros de solución de NaOH se necesitan para neutralizar la vitamina C?

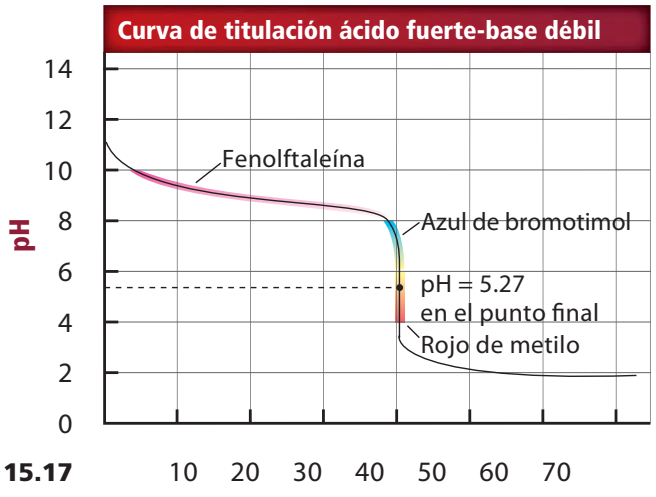
38. Un estudiante mezcla 112 mL de una solución de HCl 0.150*M* con 112 mL de solución de NaOH de concentración desconocida. La solución final es ácida. El estudiante titula esta solución hasta el punto final con 16.7 mL de NaOH 0.100M. ¿Cuál es la molaridad de la solución original de NaOH?

Secciones 15.1 y 15.2

39. El ácido propanoico, $HC_3H_5O_2$, es un ácido débil. Cuando el ácido propanoico reacciona completamente con hidróxido de sodio, la solución final tiene un pH un poco mayor de 7. ¿Por qué los productos de esta "neutralización" no son neutros? Utiliza la ecuación iónica neta para ayudarte en tu explicación.


Curva de titulación ácido fuerte-base fuerte
pH
14
12
10
8
6
4
2
0
Fenolftaleína
Azul de bromotimol
pH = 7.00
en el punto final
Rojo de metilo
10 20 30 40 50 60 70
Volumen de base fuerte añadida (mL)


Curva de titulación ácido débil-base fuerte
pH
14
12
10
8
6
4
2
0
Fenolftaleína
pH = 8.80
en el punto final
Azul de bromotimol
Rojo de metilo
10 20 30 40 50 60 70
Volumen de base fuerte añadida (mL)


Curva de titulación ácido fuerte-base débil
pH
14
12
10
8
6
4
2
0
Fenolftaleína
Azul de bromotimol
pH = 5.27
en el punto final
Rojo de metilo
10 20 30 40 50 60 70

■ **Figura 15.17**

40. ¿Por qué una solución que contiene ácido acético y acetato de sodio disueltos actúa como amortiguador? Utiliza la ecuación iónica neta para mostrar cómo responde este amortiguador cuando se añaden H+ y OH^-.

Capítulo 16

Sección 16.1

1. ¿Cuál es la diferencia entre una reacción de oxidación-reducción y una reacción que no es de oxidación-reducción?

2. ¿Cuáles de los siguientes cambios son oxidaciones y cuáles son reducciones?

a) Mg 2^+ se convierte en Mg
b) K se convierte en K^+
c) Fe_2^+ se convierte en Fe_3^+
d) Cl_2 se convierte en $2Cl^-$

3. Identifica el agente oxidante en cada una de las siguientes reacciones.

a) $Zn(s) + 2Ag +(ac) \longrightarrow Zn\ 2+(ac) + 2Ag(s)$
b) $Cl_2(g) + 2Na(s) \longrightarrow 2NaCl(s)$
c) $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$

4. Escribe una ecuación para la reacción redox que ocurre cuando el magnesio metálico reacciona con ácido nítrico. Identifica el agente oxidante y el agente reductor.

5. La siguiente ecuación representa la reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio. ¿Cuál es el número de oxidación de cada elemento? ¿Es una reacción redox? Explica tu respuesta.

$2HCl(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2H_2O(l)$

6. Decide si cada una de las siguientes reacciones es o no una reacción redox. Si lo es, identifica el reactivo que se reduce y el reactivo que se oxida.

a) $Fe^{2+}(ac) + Mg(s) \longrightarrow Fe(s) + Mg^{2+}(ac)$
b) $2NaI(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow PbI_2(s) + 2NaNO_2(ac)$
c) $4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$

7. Cuando se calienta una mezcla de limadura de hierro y cristales de azufre, los elementos se combinan para formar sulfuro de hierro(II).

$Fe(s) + S(s) \longrightarrow FeS(s)$

¿Es una reacción redox? Si lo es, identifica qué elemento se oxida y cuál se reduce.

8. El óxido de mercurio(II) es un polvo rojo cristalino que se descompone en mercurio y oxígeno cuando se expone a la luz. Escribe la ecuación balanceada de esta reacción. ¿Es una reacción redox? Si lo es, ¿qué elemento se oxida y cuál se reduce?

Sección 16.2

9. Nombra los compuestos que forman el chapeado verde, o pátina, que protege la estatua de la Libertad. ¿Cuál es el número de oxidación del cobre en estos compuestos? ¿Qué propósito útil tiene la pátina?

10. ¿Qué es la quimioluminiscencia? Menciona dos usos prácticos de la quimioluminiscencia.

Capítulo 17

Sección 17.1

1. Una pieza de aluminio metálico se sumerge en una solución de nitrato de plomo(II), $Pb(NO_3)_2$, 0.50*M*.

a) Utiliza la **tabla 17.1** para predecir qué metal se reducirá y cuál se oxidará.

b) Escribe una ecuación para la reacción redox neta que ocurre.

c) ¿El sistema es una celda galvánica? Explica tu respuesta.

Tabla 17.1 Facilidad de oxidación de metales comunes

Se oxida fácilmente

No se oxida fácilmente

Li	$Li \rightarrow Li^+ + e^-$
K	$K \rightarrow K^+ + e^-$
Ca	$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
Na	$Na \rightarrow Na^+ + e^-$
Mg	$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
Al	$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$
Mn	$Mn \rightarrow Mn^{2+} + 2e^-$
Zn	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
Cr	$Cr \rightarrow Cr^{3+} + 3e^-$
Fe	$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
Ni	$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$
Sn	$Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$
Pb	$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$
Cu	$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
Ag	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$
Hg	$Hg \rightarrow Hg^{2+} + 2e^-$
Pt	$Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2e^-$
Au	$Au \rightarrow Au^{3+} + 3e^-$

2. ¿Se puede almacenar una solución de cloruro de magnesio en un contenedor chapeado con cromo metálico? Explica tu respuesta.

3. ¿Cuál de las siguientes celdas galvánicas esperarías que tuviera el mayor voltaje? ¿El menor voltaje? Explica tus respuestas.

a) una celda de zinc y cobre

b) una celda de hierro y cobre

c) una celda de magnesio y cobre

4. ¿Qué cambio ocurrirá si colocas

a) una tira de zinc en una solución de nitrato de plata?

b) una tira de zinc en una solución de sulfato de sodio?

5. Dibuja un diagrama de una celda galvánica en la que la reacción sea $Zn(s) + Sn^{2+}(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + Sn(s)$.

Señala el cátodo y el ánodo. Indica los iones presentes en los dos compartimentos y la dirección del flujo de electrones en el circuito externo.

6. ¿Cuáles son las posibles ventajas de los vehículos eléctricos? ¿Por qué los vehículos eléctricos no son comunes en Estados Unidos?

Sección 17.2

7. Contesta las siguientes preguntas relacionadas con una celda electrolítica.
- **a)** ¿Cómo se llaman los iones positivos? ¿Cómo se llaman los iones negativos?
- **b)** ¿Qué electrodo atrae a los iones positivos? ¿Cuál atrae a los iones negativos?
- **c)** ¿Dónde ocurre la oxidación? ¿Dónde ocurre la reducción?

8. Describe el movimiento de los electrones durante la electrólisis.

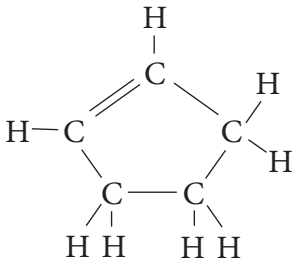
9. Menciona cuatro usos de la electrólisis.

10. ¿Qué se produce en el proceso Hall-Héroult? ¿Por qué el desarrollo de este proceso es tan importante? ¿Cuáles son algunos inconvenientes del proceso y qué se puede hacer para superarlos?

Capítulo 18

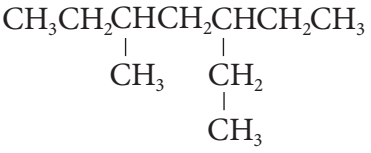
Sección 18.1

1. Nombra los siguientes hidrocarburos.
- **a)** CH_3CH_3
- **b)** $CH_3CH_2C \equiv CCH_3$
- **c)** $CH_3CH = CHCH_2CH_2CH_2CH_3$
- **d)**

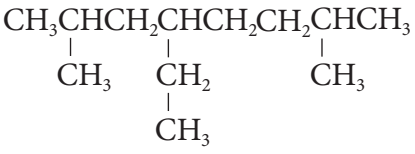


2. Nombra los alcanos ramificados que se muestran a continuación

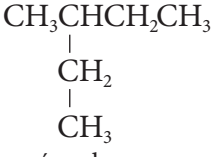
- **a)**



- **b)**



- **c)**



3. ¿Por qué no hay un compuesto que se llame 3,6-dimetilheptano? ¿Cuál es el nombre correcto de este compuesto?

4. Compara la reactividad de los alcanos con la de los alquenos. Explica la diferencia.

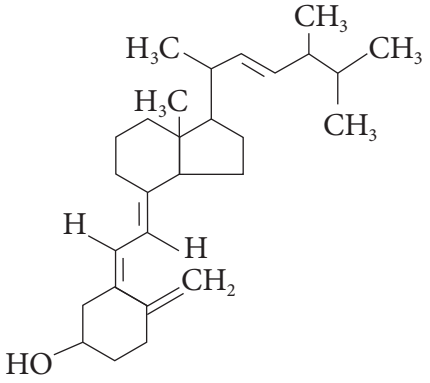
5. La fórmula molecular de los cicloalcanos sigue el patrón C_nH_{2n}, donde n es el número de átomos de carbono. ¿Qué patrón siguen los cicloalquenos que tienen un doble enlace?

6. Dibuja las estructuras de los siguientes hidrocarburos e identifica cada uno como un alcano, un alqueno o un alquino.

a) heptano **c)** propino **e)** 3-etil-2-metilhexano
b) *cis*-2-penteno **d)** 1,2-dimetilciclopentano **f)** 2-metil-2-buteno

7. Escribe los nombres y las estructuras de un isómero posicional, un isómero geométrico y dos isómeros estructurales del cis-2-buteno.

8. ¿Cuántas moléculas de H_2 se requerirán para hidrogenar por completo una molécula de vitamina D_2, cuya estructura se muestra a continuación?



9. Las moléculas de los halógenos, como el Cl_2, pueden adicionarse a los dobles enlaces en una reacción similar a la hidrogenación. Dibuja la estructura del producto que se forma cuando el Cl_2 se añade al 2-buteno.

10. Dibuja la estructura del producto de cada una de las siguientes reacciones.

a) $CH_3CH = CHCH_3 + H_2 \rightarrow ?$
b) $CH \equiv CH + 2H_2 \rightarrow ?$
c) $CH_3C \equiv CH + H_2 \rightarrow ?$

11. ¿En qué difieren las propiedades del benceno y las propiedades de la mayoría de los alquenos? ¿Cómo explican los químicos el comportamiento del benceno?

12. ¿Qué es el petróleo? ¿Dónde se encuentra? Nombra seis productos útiles que se deriven del petróleo.

13. ¿Cuál es la técnica más común que se utiliza para separar al petróleo en sus componentes líquidos? ¿Cuáles son los dos procesos que se utilizan para convertir alcanos superiores en hidrocarburos más pequeños?

Sección 18.2

14. Clasifica cada una de las siguientes moléculas en alguna de las categorías de hidrocarburos sustituidos descritas en el capítulo.

a) $CH_3CH_2C(=O)OH$

b) $CH_3-O-CH(CH_3)-CH_3$

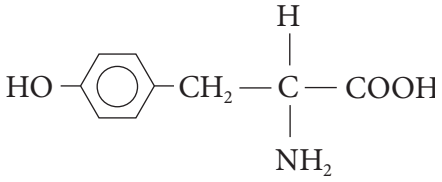
c) $CH_3CH(CH_3)CH_2C(=O)H$

d) $CH_3CH(Cl)CH(Cl)CH_3$

15. Menciona las diferencias entre
a) una amida y una amina.
b) un éter y un éster.

16. Dibuja las siguientes estructuras.
a) un éster, donde *R* es $—CH_2CH_3$ y *R′* es $—CH_3$
b) una cetona, donde *R* es $—CH(CH_3)(CH_3)$ y *R′* es $—CH_2CH_3$

17. A continuación se muestra la estructura del aminoácido tirosina. Nombra los grupos funcionales de la molécula.



Secciones 18.1 y 18.2

18. Nombra un ejemplo común de cada una de las siguientes clases de compuestos orgánicos.
a) éster
b) cetona
c) cicloalcano
d) hidrocarburo aromático

Sección 18.3

19. Dibuja la estructura del polímero que se formará con cada uno de los monómeros que se muestran.

a) $CH_2=CH_2$

b) $CH_2=CHCH_3$

c) $CH_2=C(CH_3)(C(=O)(O)(CH_3))$

20. Menciona un ejemplo de un polímero termoplástico y un polímero termofijo. ¿Qué tipo de polímero es más fácil de reciclar? ¿Qué tipo es más durable? Explica tu respuesta.

Capítulo 19

Sección 19.1

1. ¿De qué elementos están constituidas las proteínas? Menciona algunos de los papeles que las proteínas desempeñan en los sistemas vivos.

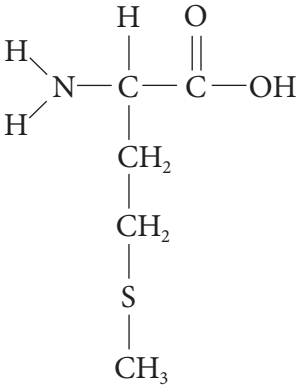
2. Describe en forma breve qué son las enzimas y cómo funcionan.

3. Menciona dos disacáridos comunes que se encuentran en los alimentos. ¿Estas moléculas se clasifican como nutrientes? Explica tu respuesta.

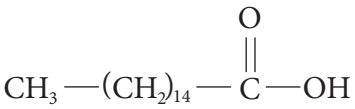
4. Describe las funciones de los lípidos y sus propiedades de solubilidad. ¿Qué lípidos suelen ser saturados, los de origen animal o los de origen vegetal?

5. Examina la estructura de cada una de las siguientes moléculas que se muestran, y decide si se trata de un carbohidrato, un lípido o un aminoácido.

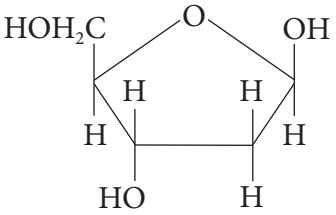
a)



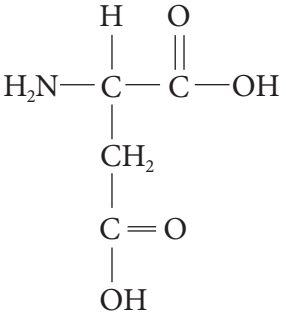
b)



c)



d)



6. ¿Qué monómeros conforman cada uno de los siguientes tipos de biomoléculas?

a) proteína **b)** ácido nucleico **c)** polisacárido

7. ¿Qué son los ácidos nucleicos? ¿Qué funciones llevan a cabo en las células? ¿Por qué los ácidos nucleicos no aparecen listados en las etiquetas de los alimentos? ¿Cuáles son las dos clases de ácidos nucleicos que se encuentran en las células?

8. Menciona dos enfermedades que se padecen por deficiencia de vitaminas en la dieta diaria. ¿Un exceso de vitaminas puede causar alguna enfermedad? Explica tu respuesta.

9. ¿Qué es una coenzima? Proporciona un ejemplo en el que una vitamina actúe como una coenzima.

Sección 19.2

10. ¿Qué son las hormonas? Proporciona un ejemplo de una hormona y describe su función.

Capítulo 20

Sección 20.1

1. El óxido nítrico (NO) gaseoso se puede preparar haciendo pasar aire a través de un arco eléctrico. El calor de reacción es +90.4 kJ/mol NO. Escribe una ecuación química balanceada que incluya el calor de reacción. ¿Esta reacción es exotérmica o endotérmica?
2. Dibuja una gráfica en la que muestres los cambios de energía durante el progreso desarrollo de una reacción endotérmica con una energía de activación alta. Utilizando los mismos ejes, dibuja una gráfica de energía contra progreso de la reacción si se utiliza un catalizador que baje la energía de activación de la reacción.
3. Describe cada uno de los siguientes procesos en función de un aumento o una disminución de la entropía. Explica tus respuestas.
   a) El agua hierve y se forma vapor de agua.
   b) El bicarbonato de sodio reacciona con vinagre para formar una solución de acetato de sodio, agua y dióxido de carbono gaseoso.
   c) Dos moles de nitrógeno gaseoso se combinan con seis moles de hidrógeno gaseoso para formar cuatro moles de amoniaco gaseoso.

Sección 20.2

4. ¿Cuánto calor se libera de la reacción que eleva la temperatura de 756 g de agua que están en un calorímetro, de 23.2°C a 37.6°C?
5. Cuando se lleva a cabo la combustión de 5.00 g de un cierto compuesto orgánico líquido en un calorímetro, la temperatura de los 2.00 kg de agua de los alrededores se incrementa 24.5°C a 40.5°C. Todos los productos de la reacción son gases. Calcula el calor liberado por esta reacción. ¿Cuánto calor liberaría 1.00 mol del compuesto, si su masa molar es de 46.1 g/mol?
6. Explica la relación que existe entre una caloría, una Caloría y una kilocaloría. Si comes una golosina que contiene 180 Calorías, ¿cuántas calorías habrás consumido? ¿Cuántas kilocalorías?
7. Utiliza la **tabla 20.2** como una guía para comparar el contenido calórico de 1 g de mantequilla de cacahuate y 1 g de pollo asado. ¿Cómo explicarías esta diferencia?

Tabla 20.2 El valor calórico de algunos alimentos

Alimento	Cantidad	Kilojoules	Calorías
Mantequilla	1 cucharada = 14 g	418	100
Mantequilla de cacahuate	1 cucharada = 16 g	418	100
Espagueti	0.5 taza = 55 g	836	200
Manzana	1	283	70
Pollo (asado)	3 onzas = 84 g	502	120
Carne de res (asada)	3 onzas = 84 g	1 000	241

8. En un calorímetro se quema una muestra de 10.0 g de un cereal de cierta marca. Los 4.00 kg de agua de los alrededores aumentan su temperatura de 22.00°C a 30.20°C. ¿Cuál es el valor de Calorías por gramo para el alimento?

Secciones 20.1 y 20.2

9. Menciona dos factores que reduzcan la probabilidad de que una reacción exotérmica pueda ocurrir.

Sección 20.3 **10.** En la fotosíntesis, ¿cuáles son los tres productos de las reacciones luminosas que toman parte en las reacciones del ciclo de Calvin?

Capítulo 21

Sección 21.1 **1.** Escribe una ecuación nuclear balanceada para cada una de las siguientes reacciones nucleares y determina el tipo de decaimiento.

a) El uranio-234 decae para formar torio-230.
b) El bismuto-214 decae para formar polonio-214.
c) El talio-210 decae para formar plomo-210.

2. Un compuesto que contiene 200 mg de tecnecio-99m se inyecta a un paciente para obtener una imagen de rastreo óseo, pero los problemas con el equipo hacen imposible que se obtenga la imagen del paciente antes de 24 horas. ¿El médico técnico nuclear podrá obtener una buena imagen después de ese periodo, o se deberá inyectar más tecnecio-99m al paciente? La vida media del tecnecio-99m es de 6.0 horas.

3. Se encuentra que una pieza de madera fosilizada tiene 3.12% del carbono-14 que tendría una pieza actual de madera similar. ¿Qué edad tiene la madera fosilizada?

4. Un científico analiza una muestra de una piedra y encuentra que contiene 75% del potasio-40 del que sería encontrado en una piedra similar formada hoy. Utiliza la **figura 21.7** y la **tabla 21.1** para estimar la edad de la piedra.

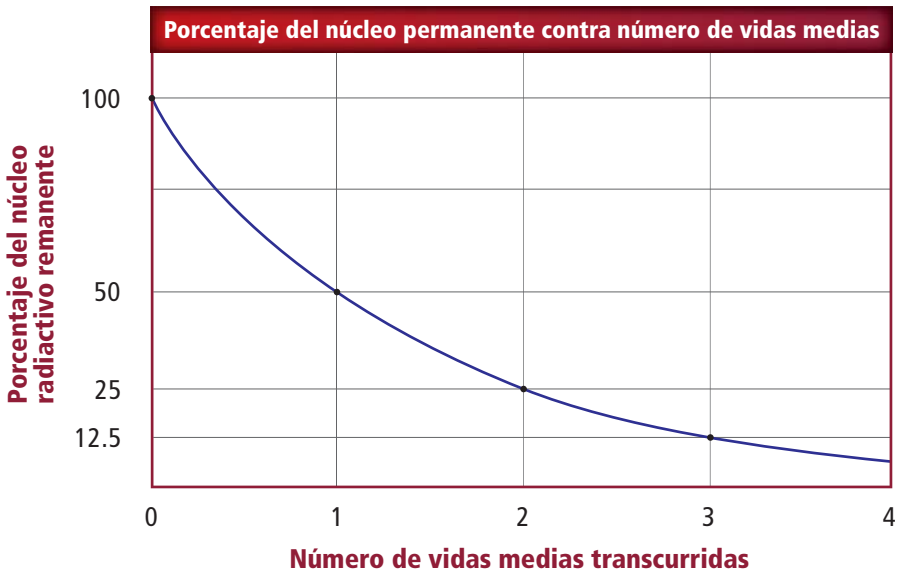


Figura 21.7

Tabla 21.1 Vida media de algunos isótopos radiactivos comunes

Isótopo	Vida media
$^{3}_{1}H$	12.26 años
$^{14}_{6}C$	5 730 años
$^{32}_{15}P$	14.282 días
$^{40}_{19}K$	1.25 mil millones de años
$^{60}_{27}Co$	5.271 años
$^{85}_{36}Kr$	10.76 años
$^{93}_{36}Kr$	1.3 segundos
$^{87}_{37}Rb$	48 mil millones de años
$^{99m}_{43}Tc$	6.0 horas*
$^{131}_{53}I$	8.07 días
$^{131}_{56}Ba$	12 días
$^{153}_{64}Gd$	242 días
$^{201}_{81}Tl$	73 horas
$^{226}_{88}Ra$	1 600 años
$^{235}_{92}U$	710 millones de años
$^{238}_{92}U$	4.51 mil millones de años
$^{241}_{95}Am$	432.7 años

*La *m* en el símbolo indica que éste es un elemento metaestable, que es una forma de un isótopo inestable. El tecnecio-99m emite radiación gamma para transformarse en una forma más estable del mismo isótopo, sin cambiar su número o masa atómicos.

Sección 21.2

5. En los primeros años del siglo xx, Albert Einstein desarrolló una famosa ecuación que relaciona la masa y la energía en las reacciones nucleares. Utiliza esta ecuación para explicar por qué las reacciones nucleares liberan una gran cantidad de energía.

6. Menciona la diferencia entre el deuterio y el tritio. ¿Por qué el deuterio es potencialmente más importante como fuente de energía?

Secciones 21.1 y 21.2

7. ¿En qué se diferencian las reacciones nucleares de las reacciones químicas?

Sección 21.3

8. ¿Qué es un trazador radiactivo? Menciona tres usos no clínicos para los trazadores radiactivos.

9. La cantidad de desechos nucleares que se genera en los hospitales es mucho mayor que la generada por los reactores nucleares. ¿Por qué, entonces, los desechos provenientes de los reactores nucleares son más peligrosos que los desechos nucleares de los hospitales?

10. Utiliza la información de las páginas 768 a 770 del libro para comparar la diferencia entre el daño por la exposición a la radiación de una radiografía de rayos X de tórax y el daño causado por fumar dos cajetillas de cigarros al día durante un año.

Medidas de seguridad

Medidas de seguridad en el laboratorio de química

El laboratorio de química es un lugar seguro para trabajar si sigues las reglas de seguridad importantes y si eres cuidadoso. Debes ser responsable de tu propia seguridad y de la de los demás. Las reglas de seguridad que aquí se proporcionan y las instrucciones de primeros auxilios de la **tabla 1** te protegerán, a ti y a los demás, de accidentes en el laboratorio. Cuando realices los experimentos de alguna sección **IntroLab**, **MiniLab**, **Laboratorio de química** o **Laboratorio en casa** observa los símbolos de seguridad y las llamadas de precaución. Los símbolos de precaución se explican en la tabla de la página siguiente.

1. Pide siempre permiso a tu profesor antes de empezar un experimento.
2. Estudia el procedimiento. Si tienes dudas, pregunta a tu profesor. Asegúrate de entender todos los símbolos de seguridad que se muestran.
3. Usa el equipo de protección que se indica. En cualquier experimento donde se usen productos químicos, utiliza lentes de seguridad y bata.
4. Siempre que calientes un tubo de ensayo inclínalo de tal manera que la boca quede retirada de ti y de los demás.
5. Nunca tomes comidas o bebidas en el laboratorio. No inhales los productos químicos. No pruebes ninguna sustancia ni introduzcas ningún objeto en la boca.
6. Si derramas algún producto químico, lávalo inmediatamente con agua. Notifica en seguida a tu profesor sobre lo que se derramó.
7. Debes conocer la colocación y el uso apropiado del extintor de incendios, la regadera de seguridad, la manta contra incendios, el botiquín de primeros auxilios y la alarma de incendios.
8. Mantén todos los materiales lejos de las flamas de mecheros. Sujeta tu cabello.
9. Si se inicia un incendio en tu salón de clases o si tu ropa se incendia, sofócalos con la manta contra incendios, o dirígete a la regadera de seguridad. **NUNCA CORRAS**.
10. Notifica a tu profesor sobre cualquier accidente o herida, sin importar su magnitud.

Sigue estos procedimientos cuando limpies tu área de trabajo.

1. Cierra las llaves de agua y de gas. Desconecta los aparatos eléctricos.
2. Regresa todo el material a su sitio.
3. Desecha los productos químicos y otros materiales como te indique tu profesor. Deja el vidrio roto así como las sustancias sólidas en los recipientes apropiados. Nunca tires materiales a la tarja.
4. Limpia tu área de trabajo.
5. Lávate bien las manos después de trabajar en el laboratorio.

Tabla 1 **Primeros auxilios en el laboratorio**

Accidente	Medida de auxilio
Quemaduras	Aplica agua fría. Llama inmediatamente a tu profesor.
Cortadas y contusiones	Detén cualquier hemorragia aplicando presión. Cubre las cortadas con una venda limpia. Aplica compresas frías sobre golpes. Llama inmediatamente a tu profesor.
Mareos	Recuesta a la persona. Aflójale la ropa y mantén alejados a los demás. Llama inmediatamente a tu profesor.
Objetos extraños en los ojos	Enjuaga con abundante agua. Usa el frasco lavador de ojos o la llave. Llama a tu profesor de inmediato.
Envenenamiento	Anota el nombre del veneno que pudo haber ocasionado el problema y llama inmediatamente a tu profesor.
Derramamiento en la piel	Enjuaga con grandes cantidades de agua o usa la regadera de seguridad. Llama inmediatamente a tu profesor.

Estos símbolos de seguridad se usan en el laboratorio y la investigación de este libro para indicar posibles accidentes. Aprende el significado de cada símbolo y revisa esta página con frecuencia. *Recuerda lavarte las manos perfectamente bien después de terminar los procedimientos del laboratorio.*

SÍMBOLOS DE SEGURIDAD	PELIGRO	EJEMPLOS	PRECAUCIÓN	REMEDIO
DESECHAR CON PRECAUCIÓN	Se debe seguir un procedimiento especial para desechar los materiales.	algunos productos químicos y organismos vivos	No deseches estos materiales en el drenaje o en el cesto de basura.	Desecha los residuos como lo indique tu profesor.
PELIGRO BIOLÓGICO	Organismos o material biológico que puede causar daño a los humanos.	bacterias, hongos, sangre, tejidos no conservados, materiales vegetales	Evita el contacto de estos materiales con tu piel. Utiliza una mascarilla y guantes.	Notifica a tu profesor cuando sospeches que entraste en contacto con material biológico. Lávate las manos minuciosamente.
RIESGO DE QUEMADURAS	Objetos que pueden quemar la piel por estar muy fríos o muy calientes.	líquidos en ebullición, parrillas de calentamiento, hielo seco, nitrógeno líquido	Utiliza la protección indicada cuando trabajes con estos objetos.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN OBJETOS PUNZOCORTANTES	Uso de herramientas o material de vidrio que fácilmente pueden perforar o cortar la piel.	cuchillas, alfileres, escalpelos, herramientas con punta, agujas de disección, vidrio roto	Utiliza tu sentido común cuando trabajes con objetos punzocortantes y sigue las indicaciones pertinentes cuando utilices estas herramientas.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN, VAPORES PELIGROSOS	Posible daño al tracto respiratorio por exposición directa a los vapores.	amoniaco, acetona, quitaesmalte, azufre caliente, pastillas contra las polillas	Asegúrate de que haya una buena ventilación. Nunca aspires los vapores directamente. Utiliza una mascarilla.	Aléjate del área y avisa a tu profesor inmediatamente.
PRECAUCIÓN, ELECTRICIDAD	Posible daño por descarga eléctrica o quemadura.	conexiones mal hechas, derrame de líquidos, cortocircuitos, cables expuestos	Revisa dos veces la conexión al equipo con tu profesor. Revisa las condiciones de los cables y los aparatos.	No intentes arreglar los problemas eléctricos. Avisa a tu profesor inmediatamente.
SUSTANCIAS IRRITANTES	Sustancias que pueden irritar la piel o las membranas mucosas del tracto respiratorio.	polen, pastillas contra las polillas, lima de acero, fibra de vidrio, permanganato de potasio	Utiliza una mascarilla para polvo y guantes. Toma precauciones adicionales cuando trabajes con estos materiales.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRODUCTOS QUÍMICOS PELIGROSOS	Productos químicos que pueden reaccionar y destruir tejido y otros materiales.	blanqueadores como el peróxido de hidrógeno; ácidos como el ácido sulfúrico y el ácido clorhídrico; bases como el amoniaco y el hidróxido de sodio	Utiliza lentes de protección, guantes y una bata.	Enjuaga inmediatamente el área con agua y avisa a tu profesor.
PRECAUCIÓN, VENENO	Sustancias que resultan venenosas cuando se tocan, se inhalan o se ingieren.	mercurio, muchos compuestos metálicos, yodo, algunas partes de la flor de nochebuena	Sigue las instrucciones que te indique tu profesor.	Lava tus manos perfectamente bien después de utilizar estas sustancias. Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN, SUSTANCIA INFLAMABLE	Productos químicos inflamables que pueden encenderse debido a la presencia de fuego, chispas o calor.	alcohol, queroseno, permanganato de potasio	Cuando trabajes con sustancias químicas inflamables, evita utilizar mecheros y fuentes de calor.	Avisa a tu profesor inmediatamente. Si es posible, usa equipo de seguridad contra fuego.
PELIGRO DE INCENDIO	Mecheros en uso, pueden ocasionar incendios.	cabello, ropa, papel, materiales sintéticos	Amarra tu cabello y la ropa holgada. Sigue las instrucciones que te indique tu profesor sobre los incendios y extintores.	Avisa a tu profesor de inmediato. Si es posible, usa equipo de seguridad contra fuego.

Uso de lentes de seguridad
Utiliza una protección adecuada cada vez que observes o realices cualquier actividad científica.

Uso de ropa de protección
Este símbolo aparece cuando las sustancias que se usan pueden manchar o quemar la ropa.

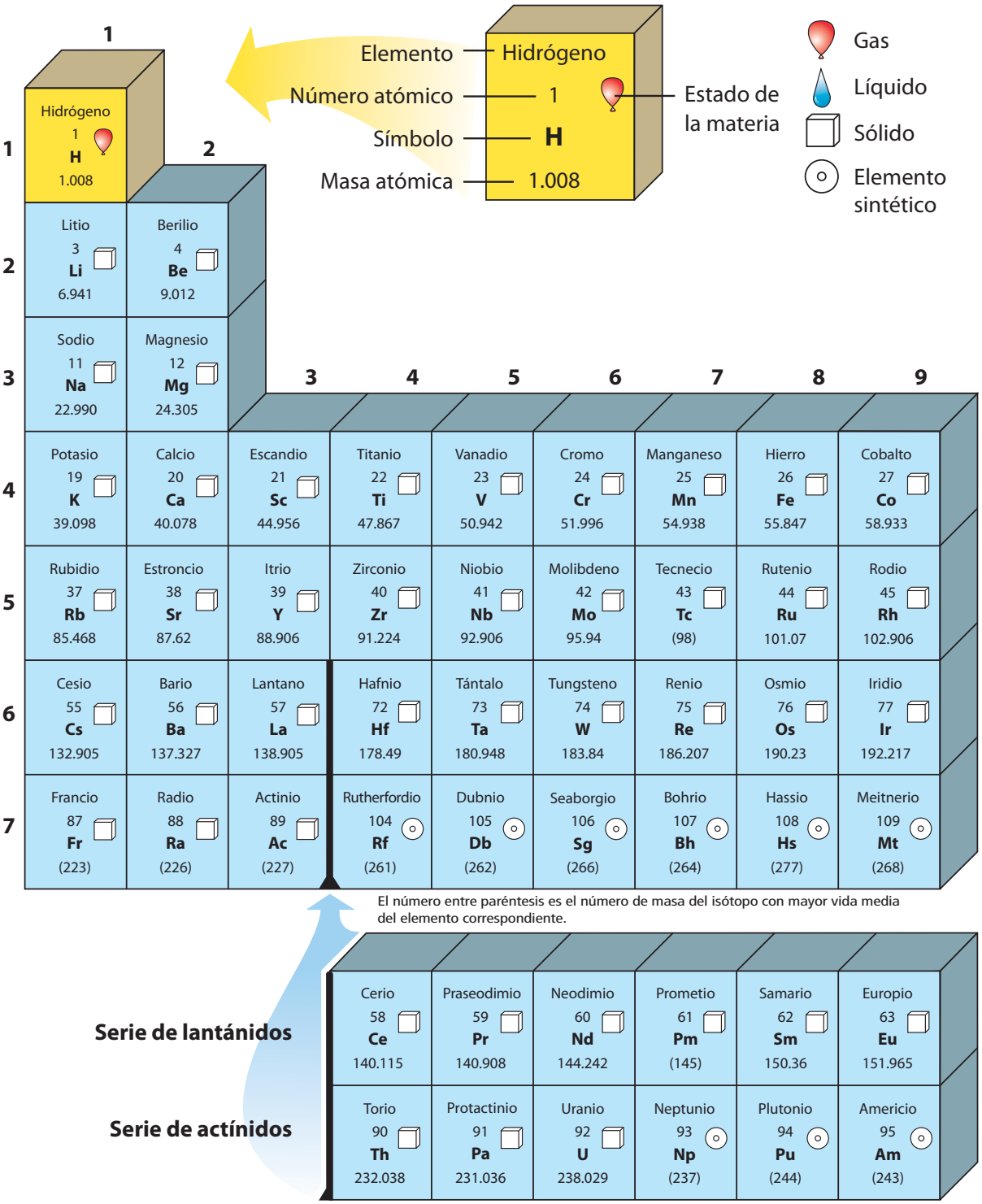
Precaución animales
Este símbolo aparece cuando debe asegurarse la protección de los animales y de los estudiantes.

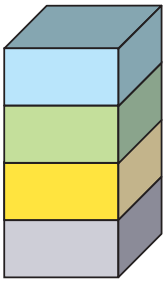
Radiactividad
Este símbolo aparece cuando se usan los materiales radiactivos.

Lavado de manos
Después de las actividades, lávate las manos con jabón y agua antes de quitarte los guantes.

TABLA PERIÓDICA MODERNA

Tabla D.1





Metal
Metaloide
No metal
Descubierto recientemente

10	11	12	13	14	15	16	17	18
								Helio 2 **He** 4.003
			Boro 5 **B** 10.811	Carbono 6 **C** 12.011	Nitrógeno 7 **N** 14.007	Oxígeno 8 **O** 15.999	Flúor 9 **F** 18.998	Neón 10 **Ne** 20.180
			Aluminio 13 **Al** 26.982	Silicio 14 **Si** 28.086	Fósforo 15 **P** 30.974	Azufre 16 **S** 32.066	Cloro 17 **Cl** 35.453	Argón 18 **Ar** 39.948
Níquel 28 **Ni** 58.693	Cobre 29 **Cu** 63.546	Zinc 30 **Zn** 65.39	Galio 31 **Ga** 69.723	Germanio 32 **Ge** 72.61	Arsénico 33 **As** 74.922	Selenio 34 **Se** 78.96	Bromo 35 **Br** 79.904	Kryptón 36 **Kr** 83.80
Paladio 46 **Pd** 106.42	Plata 47 **Ag** 107.868	Cadmio 48 **Cd** 112.411	Indio 49 **In** 114.82	Estaño 50 **Sn** 118.710	Antimonio 51 **Sb** 121.757	Telurio 52 **Te** 127.60	Yodo 53 **I** 126.904	Xenón 54 **Xe** 131.290
Platino 78 **Pt** 195.08	Oro 79 **Au** 196.967	Mercurio 80 **Hg** 200.59	Talio 81 **Tl** 204.383	Plomo 82 **Pb** 207.2	Bismuto 83 **Bi** 208.980	Polonio 84 **Po** 208.982	Astatino 85 **At** 209.987	Radón 86 **Rn** 222.018
Darmstadtio 110 **Ds** (281)	Roentgenio 111 **Rg** (272)	Ununbio * 112 **Uub** (285)	Ununtrio * 113 **Uut** (284)	Ununquadio * 114 **Uuq** (289)	Ununpentio * 115 **Uup** (288)	Ununhexio * 116 **Uuh** (291)		Ununoctio * 118 **Uuo** (294)

* Los nombres no han sido asignados oficialmente. El descubrimiento de los elementos 113, 114 y 115 fue reportado recientemente. No se cuenta con más información.

Gadolinio 64 **Gd** 157.25	Terbio 65 **Tb** 158.925	Disprosio 66 **Dy** 162.50	Holmio 67 **Ho** 164.930	Erbio 68 **Er** 167.259	Tulio 69 **Tm** 168.934	Iterbio 70 **Yb** 173.04	Lutecio 71 **Lu** 174.967
Curio 96 **Cm** (247)	Berkelio 97 **Bk** (247)	Californio 98 **Cf** (251)	Einstenio 99 **Es** (252)	Fermio 100 **Fm** (257)	Mendelevio 101 **Md** (258)	Nobelio 102 **No** (259)	Lawrencio 103 **Lr** (262)

Tabla D.2 Código de colores

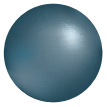
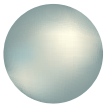
 Carbono	Bromo	 Sodio/ otros metales
Hidrógeno	Yodo	Oro
Oxígeno	Sulfuro	Cobre
Nitrógeno	Fósforo	Electrón
Cloro	Silicón	Protón
Flúor	Helio	Neutrón

Tabla D.3 Símbolos y abreviaturas

α	=	rayos provenientes de materiales radiactivos, núcleos de helio
β	=	rayos provenientes de materiales radiactivos, electrones
γ	=	rayos provenientes de materiales radiactivos, cuantos de alta energía
Δ	=	cambio en
λ	=	longitud de onda
ν	=	frecuencia
Π	=	presión osmótica
A	=	ampere (*corriente eléctrica*)
Bq	=	becquerel (*desintegración nuclear*)
°C	=	Grado Celsius (*temperatura*)
C	=	coulomb (*cantidad de electricidad*)
c	=	velocidad de la luz
cd	=	candela (*intensidad luminosa*)
C_p	=	calor específico
D	=	densidad
E	=	energía, fuerza electromotriz
F	=	fuerza, Faraday
G	=	energía libre
g	=	gramo (*masa*)
Gy	=	gray (*radiación*)
H	=	entalpía
Hz	=	hertz (*frecuencia*)
h	=	constante de Planck
h	=	hora (*tiempo*)
J	=	joule (*energía*)
K	=	kelvin (*temperatura*)
K_a	=	constante de ionización (*ácido*)
K_b	=	constante de ionización (*base*)
K_{eq}	=	constante de equilibrio
K_{sp}	=	producto de la constante de solubilidad
kg	=	kilogramo
M	=	molaridad
m	=	masa, molaridad
m	=	metro (*longitud*)
mol	=	mol (*cantidad*)
min	=	minuto (*tiempo*)
N	=	newton (*fuerza*)
N_A	=	número de Avogadro
n	=	número de moles
P	=	presión potencia
Pa	=	pascal (*presión*)
p	=	momento
q	=	calor
R	=	constante de los gases
S	=	entropía
s	=	segundo (*tiempo*)
Sv	=	sievert (*radiación absorbida*)
T	=	temperatura
U	=	energía interna
u	=	unidad de masa atómica
V	=	volumen
V	=	volt (*fuerza electromotriz*)
v	=	velocidad
W	=	watt (*potencia*)
w	=	trabajo
x	=	fracción molar

Tabla D.4 Tabla alfabética de los elementos

Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica
Actinio	Ac	89	227.027 8*
Aluminio	Al	13	26.981 539
Americio	Am	95	243.061 4*
Antimonio	Sb	51	121.757
Argón	Ar	18	39.948
Arsénico	As	33	74.921 59
Ástato	At	85	209.987 1*
Azufre	S	16	32.066
Bario	Ba	56	137.327
Berilio	Be	4	9.012 182
Berkelio	Bk	97	247.070 3*
Bismuto	Bi	83	208.980 37
Bohrio	Bh	107	262*
Boro	B	5	10.811
Bromo	Br	35	79.904
Cadmio	Cd	48	112.411
Calcio	Ca	20	40.078
Californio	Cf	98	251.079 6*
Carbono	C	6	12.011
Cerio	Ce	58	140.115
Cesio	Cs	55	132.905 43
Cloro	Cl	17	35.452 7
Cobalto	Co	27	58.933 20
Cobre	Cu	29	63.546
Cromo	Cr	24	51.996 1
Curio	Cm	96	247.070 3*
Darmstadtio	Ds	110	271*
Disprosio	Dy	66	162.50
Dubnio	Db	105	262*
Einstenio	Es	99	252.082 8*
Erbio	Er	68	167.26
Escandio	Sc	21	44.955 910
Estaño	Sn	50	118.710
Estroncio	Sr	38	87.62
Europio	Eu	63	151.965
Fermio	Fm	100	257.095 1*
Flúor	F	9	18.998 403 2
Fósforo	P	15	30.973 762
Francio	Fr	87	223.019 7*
Gadolinio	Gd	64	157.25
Galio	Ga	31	69.723
Germanio	Ge	32	72.61
Hafnio	Hf	72	178.49
Hassio	Hs	108	265*
Helio	He	2	4.002 602
Hidrógeno	H	1	1.007 94
Hierro	Fe	26	55.847
Holmio	Ho	67	164.930 32
Indio	In	49	114.82
Iridio	Ir	77	192.22
Iterbio	Yb	70	173.04
Itrio	Y	39	88.905 85
Kriptón	Kr	36	83.80
Lantano	La	57	138.905 5
Lawrencio	Lr	103	260.105 4*
Litio	Li	3	6.941
Lutecio	Lu	71	174.967
Magnesio	Mg	12	24.305 0
Manganeso	Mn	25	54.938 05
Meitnerio	Mt	109	266*
Mendelevio	Md	101	258.098 6*
Mercurio	Hg	80	200.59
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.24
Neón	Ne	10	20.179 7
Neptunio	Np	93	237.048 2
Niobio	Nb	41	92 .906 38
Níquel	Ni	28	58.6934
Nitrógeno	N	7	14. 006 74
Nobelio	No	102	259.100 9*
Oro	Au	79	196.966 54
Osmio	Os	76	190.2
Oxígeno	O	8	15.999 4
Paladio	Pd	46	106.42
Plata	Ag	47	107.868 2
Platino	Pt	78	195.08
Plomo	Pb	82	207.2
Plutonio	Pu	94	244.064 2*
Polonio	Po	84	208.982 4*
Potasio	K	19	39.098 3
Praseodimio	Pr	59	140.907 65
Prometio	Pm	61	144.912 8*
Protactinio	Pa	91	231.035 88
Radio	Ra	88	226.025 4
Radón	Rn	86	222.017 6*
Renio	Re	75	186.207
Rodio	Rh	45	102.905 50
Roentgenio	Rg	111	272
Rubidio	Rb	37	85.467 8
Rutenio	Ru	44	101.07
Rutherfordio	Rf	104	261*
Samario	Sm	62	150.36
Seaborgio	Sg	106	263*
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.085 5
Sodio	Na	11	22.989 768
Talio	Tl	81	204.383 3
Tantalio	Ta	73	180.947 9
Tecnecio	Tc	43	97.907 2*
Telurio	Te	52	127.60
Terbio	Tb	65	158.925 34
Titanio	Ti	22	47.88
Torio	Th	90	232.038 1
Tulio	Tm	69	168.934 21
Tungsteno	W	74	183.85
Ununbio	Uub	112	285*
Ununhexio	Uuh	116	291*
Ununoctio	Uuo	118	294*
Ununpentio	Uup	115	288*
Ununquadio	Uuq	114	289*
Ununtrio	Uut	113	284*
Uranio	U	92	238.028 9
Vanadio	V	23	50.941 5
Xenón	Xe	54	131.29
Yodo	I	53	126.904 47
Zinc	Zn	30	65.39
Zirconio	Zr	40	91.224

* Indica la masa del isótopo de mayor vida.

Tablas de referencia

Tabla D.5 Propiedades de los elementos

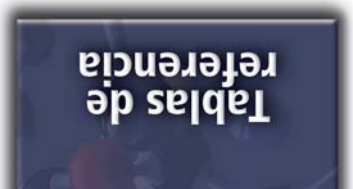
Elemento	Símbolo	Número atómico [Z]	Masa atómica* [u]	Punto de fusión [°C]	Punto de ebullición [°C]	Densidad [g/cm³]	Radio atómico [pm]	Primera energía de ionización (kJ/mol)	Entalpía de fusión (kJ/mol)	Calor específico (J/g • °C)	Entalpía de evaporación (kJ/mol)	Abundancia en la corteza terrestre (%)	Principales estados de oxidación
Actinio	Ac	89	[227.0278]	1050	3300	10.07	203	666	14.3	0.120	293	trazas	3+
Aluminio	Al	13	26.981539	660.37	2517.6	2.699	143	577.5	10.71	0.9025	290.8	8.1	3+
Americio	Am	95	[243.0614]	994	2600	13.67	183	579	10	—	238.5	—	2+, 3+, 4+
Antimonio	Sb	51	121.757	630.7	1635	6.697	161	834	19.5	0.2072	193	2×10^{-5}	3+, 5+
Argón	Ar	18	39.948	−189.37	−185.86	0.001784	98	1521	1.18	0.52033	6.52	4×10^{-6}	
Arsénico	As	33	74.92159	816 (2840 kPa)	615 (sublima)	5.778	121	947	27.7	0.3289	— (sublima)	1.9×10^{-4}	3+, 5+
Ástato	At	85	[209.98037]	300	350	—	—	916	23.8	—	90.3	trazas	1−, 5+
Azufre	S	16	32.066	115.2	444.7	2.08	103	999.6	1.7272	0.7060	9.62	0.03	2−, 4+, 6+
Bario	Ba	56	137.327	726.9	1845	3.62	222	502.9	8.012	0.2044	140	0.039	2+
Berilio	Be	4	9.012182	1287	2468	1.848	112	899.5	7.895	1.824	297.6	2×10^{-4}	2+
Berkelio	Bk	97	[247.0703]	986	—	14.78	170	601	—	—	—	—	3+, 4+
Bismuto	Bi	83	208.98037	271.4	1564	9.808	151	703	10.9	0.1221	179	8×10^{-7}	3+, 5+
Bohrio	Bh	107	[262]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	
Boro	B	5	10.811	2080	3865	2.46	85	800.6	50.2	1.026	504.5	9×10^{-4}	3+
Bromo	Br	35	79.904	27.25	59.35	3.1028	119	1139.9	10.571	0.47362	29.56	2.5×10^{-4}	1−, 1+, 3+, 5+
Cadmio	Cd	48	112.411	320.8	770	8.65	151	867.7	6.19	0.2311	100	1.6×10^{-5}	2+
Calcio	Ca	20	40.078	841.5	1500.5	1.55	197	589.8	8.54	0.6315	155	4.66	2+
Californio	Cf	98	[251.0796]	900	—	—	186	608	—	—	—	—	3+, 4+
Carbono	C	6	12.011	3620	4200	2.266	77	1086.5	104.6	0.7099	711	0.018	4−, 2+, 4+
Cerio	Ce	58	140.115	804	3470	6.773	181.8	541	5.2	0.1923	313	0.007	3+, 4+
Cesio	Cs	55	132.90543	28.4	674.8	1.9	262	375.7	2.087	0.2421	67	2.6×10^{-4}	1+
Cloro	Cl	17	35.4527	−101	−34	0.003214	91	1255.5	6.41	0.47820	20.41	0.013	1−, 1+, 3+, 5+
Cobalto	Co	27	58.9332	1495	2912	8.9	125	758.8	16.192	0.4210	382	0.0028	2+, 3+
Cobre	Cu	29	63.546	1085	2570	8.92	128	745.5	13.38	0.38452	304	0.0058	1+, 2+
Cromo	Cr	24	51.9961	1860	2679	7.2	128	652.8	20.5	0.4491	339	0.01	2+, 3+, 6+
Curio	Cm	96	[247.0703]	1340	3540	13.51	174	581	—	—	—	—	3+, 4+
Darmstadtio	Ds	110	[271]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Disprosio	Dy	66	162.5	1407	2600	8.536	178.1	572	10.4	0.1733	250	6×10^{-4}	2+, 3+
Dubnio	Db	105	[262]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Einstenio	Es	99	[252.0828]	860	—	—	186	619	—	—	—	—	3+
Erbio	Er	68	167.26	1497	2900	9.045	176.1	589	17.2	0.1681	293	3.5×10^{-4}	3+
Europio	Eu	63	151.965	826	1439	5.245	208.4	547	10.5	0.1820	176	2.1×10^{-3}	2+, 3+
Escandio	Sc	21	44.95591	1539	2831	3	162	631	15.77	0.5677	304.8	0.0022	3+
Estaño	Sn	50	118.71	232	2623	7.265	141	708.4	7.07	0.2274	296	2.1×10^{-4}	2+, 4+
Estroncio	Sr	38	87.62	776.9	1412	2.6	215	549.5	7.4308	0.301	137	0.0384	2+
Fermio	Fm	100	[257.0951]	—	—	—	—	627	—	—	—	—	2+, 3+
Flúor	F	9	18.9984032	−219.7	−188.2	0.001696	69	1681	0.51	0.8238	6.54	0.0544	1−
Fósforo	P	15	30.973762	44.2	280.5	1.823	109	1012	0.659	0.76968	49.8	0.11	3−, 3+, 5+

* [ ] Indica la masa del isótopo de mayor vida.

Tabla D.5 Propiedades de los elementos (continuación)

Elemento	Símbolo	Número atómico [Z]	Masa atómica* [u]	Punto de fusión [°C]	Punto de ebullición [°C]	Densidad [g/cm³]	Radio atómico [pm]	Primera energía de ionización (kJ/mol)	Entalpía de fusión (kJ/mol)	Calor específico (J/g • °C)	Entalpía de evaporación (kJ/mol)	Abundancia en la corteza terrestre (%)	Principales estados de oxidación
Francio	Fr	87	[223.0197]	24	650	—	280	375	2	—	63.6	trace	1+
Gadolinio	Gd	64	157.25	1312	3000	7.886	180.4	592	15.5	0.2355	311.7	6.3×10^{-4}	3+
Galio	Ga	31	69.723	29.77	2203	5.904	134	578.8	5.59	0.3709	256	0.0018	1+, 3+
Germanio	Ge	32	72.61	945	2850	5.323	123	761.2	31.8	0.3215	334.3	1.5×10^{-4}	2+, 4+
Hafnio	Hf	72	178.49	2227	4691	13.28	159	654.4	29.288	0.1442	661	3×10^{-4}	4+
Hassio	Hs	108	[265]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Helio	He	2	4.002602	−269.7 (2536 kPa)	−268.93	0.00017847	31	2372	0.02	5.1931	0.084	—	
Hidrógeno	H	1	1.00794	−259.19	−252.76	0.0000899	78	1312	0.117	14.298	0.904	—	1 2, 1+
Hierro	Fe	26	55.847	1536	2860	7.874	126	759.4	13.807	0.4494	350	5.8	2+, 3+
Holmio	Ho	67	164.9032	1461	2600	8.78	176.2	581	17.1	0.1646	251	1.5×10^{-4}	3+
Indio	In	49	114.82	156.61	2080	7.29	167	558.2	3.26	0.2407	231.8	2×10^{-5}	1+, 3+
Iridio	Ir	77	192.22	2447	4550	22.65	135.5	880	26.4	0.1306	563.6	1×10^{-7}	3+, 4+, 5+
Iterbio	Yb	70	173.04	824	1427	6.973	193.3	603	7.66	0.1545	155	3.4×10^{-4}	2+, 3+
Itrio	Y	39	88.90585	1530	3264	4.5	180	616	17.15	0.2984	393	0.0035	3+
Kriptón	Kr	36	83.8	−157.2	−153.35	0.0037493	112	1351	1.64	0.2480	9.03	—	
Lantano	La	57	138.9055	920	3420	6.17	187	538	8.5	0.1952	402	0.0035	3+
Lawrencio	Lr	103	[260.1054]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	3+
Litio	Li	3	6.941	180.5	1347	0.534	156	520.2	3	3.569	148	0.002	1+
Lutecio	Lu	71	174.967	1652	3327	9.84	173.8	524	11.9	0.1535	414	8×10^{-5}	3+
Magnesio	Mg	12	24.305	650	1105	1.738	160	737.8	8.477	1.024	127.4	2.76	2+
Manganeso	Mn	25	54.93805	1246	2061	7.43	127	717.5	12.058	0.4791	219.7	0.1	2+, 3+, 4+, 6+, 7+
Meitnerio	Mt	109	[266]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Mendelevio	Md	101	[258.0986]	—	—	—	—	635	—	—	—	—	2+, 3+
Mercurio	Hg	80	200.59	−38.9	357	13.534	151	1007	2.2953	0.13950	59.1	2×10^{-6}	1+, 2+
Molibdeno	Mo	42	95.94	2623	4679	10.28	139	685	36	0.2508	590	1.2×10^{-4}	4+, 5+, 6+
Neodimio	Nd	60	144.24	1024	3111	7.003	181.4	530	7.13	0.1903	283.7	0.004	2+, 3+
Neón	Ne	10	20.1797	−248.61	−246.05	0.0008999	71	2081	0.34	1.0301	1.77	—	
Neptunio	Np	93	237.0482	640	3900	20.45	155	597	9.46	—	336	—	2+, 3+, 4+, 5+, 6+
Niobio	Nb	41	92.90638	2477	4858	8.57	146	664.1	26.9	0.2648	690	0.002	4+, 5+
Níquel	Ni	28	58.6934	1455	2883	8.908	124	736.7	17.15	0.4442	375	0.0075	2+, 3+, 4+
Nitrógeno	N	7	14.00674	−210	−195.8	0.0012409	71	1402	0.72	1.0397	5.58	0.002	3−,2−,1−,1+,2+,3+,4+,5+
Nobelio	No	102	[259.1009]	—	—	—	—	642	—	—	—	—	2+, 3+
Oro	Au	79	196.96654	1064	2808	19.32	144	889.9	12.4	0.12905	324.4	3×10^{-7}	1+, 3+
Osmio	Os	76	190.2	3045	5025	22.57	135	840	31.7	0.130	627.6	2×10^{-7}	4+, 6+, 8+
Oxígeno	O	8	15.9994	−218.8	−183	0.001429	60	1313.9	0.44	0.91738	6.82	45.5	2−, 1−
Paladio	Pd	46	106.42	1552	2940	11.99	137	805	17.6	0.2441	362	3×10^{-7}	2+, 4+
Plata	Ag	47	107.8682	961	2195	10.49	144	730.8	11.65	0.23502	255	8×10^{-6}	1+
Platino	Pt	78	195.08	1769	3824	21.41	138.5	868	19.7	0.1326	510.4	1×10^{-6}	2+, 4+

* [ ] indica la masa del isótopo de mayor vida.



Tablas de referencia

Tabla D.5 Propiedades de los elementos (continuación)

Elemento	Símbolo	Número atómico [Z]	Masa atómica* [u]	Punto de fusión [°C]	Punto de ebullición [°C]	Densidad [g/cm³]	Radio atómico [pm]	Primera energía de ionización (kJ/mol)	Entalpía de fusión (kJ/mol)	Calor específico (J/g • °C)	Entalpía de evaporación (kJ/mol)	Abundancia en la corteza terrestre (%)	Principales estados de oxidación
Plomo	Pb	82	207.2	327	1746	11.342	175	715.6	4.77	0.1276	178	0.0013	2+, 4+
Plutonio	Pu	94	[244.0642]	640	3230	19.86	162	585	2.8	0.138	343.5	—	3+, 4+, 5+, 6+
Polonio	Po	84	[208.9824]	254	962	9.4	164	813	3.81	0.125	103	—	2–, 2+, 4+, 6+
Potasio	K	19	39.0983	63.2	766.4	0.862	231	418.8	2.334	0.7566	76.9	1.84	1+
Praseodimio	Pr	59	140.90765	935	3343	6.782	182.4	522	11.3	0.1930	332.6	9.1×10^{-4}	3+, 4+
Prometio	Pm	61	[144.9128]	1168	2460	7.2	183.4	536	8.17	—	293	—	3+
Protactinio	Pa	91	231.03588	1552	4227	15.37	163	568	14.6	—	481	trace	3+, 4+, 5+
Radio	Ra	88	226.0254	700	1630	5	228	509.1	8.36	—	136.8	—	2+
Radón	Rn	86	[222.0176]	−71	−62	0.00973	140	1037	16.4	—	16.4	—	
Renio	Re	75	186.207	3180	5650	21.232	137	760	33.4	0.1368	707	1×10^{-7}	3+, 4+, 6+, 7+
Rodio	Rh	45	102.9055	1960	3727	12.39	134	720	21.6	0.2427	494	1×10^{-7}	3+, 4+, 5+
Roentgenio	Rg	111	[272]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Rubidio	Rb	37	85.4678	39.5	697	1.532	248	403	2.19	0.36344	69.2	0.0078	1+
Rutenio	Ru	44	101.07	2310	4119	12.41	134	711	25.5	0.2381	567.8	—	2+, 3+, 4+, 5+
Rutherfordio	Rf	104	[261]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Samario	Sm	62	150.36	1072	1800	7.536	180.4	542	8.9	0.1965	191	7×10^{-4}	2+, 3+
Seaborgio	Sg	106	[263]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Selenio	Se	34	78.96	221	685	4.79	117	940.7	5.43	0.3212	26.3	5×10^{-6}	2–, 2+, 4+, 6+
Silicio	Si	14	28.0855	1411	3231	2.336	118	786.5	50.2	0.7121	359	27.2	2+, 4+
Sodio	Na	11	22.989768	97.83	897.4	0.968	186	495.9	2.602	1.228	97.4	2.27	1+
Talio	Tl	81	204.3833	303.5	1457	11.85	170	589.1	4.27	0.1288	162	7×10^{-5}	1+, 3+
Tantalio	Ta	73	180.9479	2980	5505	16.65	146	760.8	36.57	0.1402	737	2×10^{-4}	4+, 5+
Tecnecio	Tc	43	97.9072	2200	4567	11.5	136	702	23.0	—	577	—	2+, 4+, 6+, 7+
Telurio	Te	52	127.6	450	990	6.25	138	869	17.4	0.2016	50.6	2×10^{-7}	2–, 2+, 4+, 6+
Terbio	Tb	65	158.92534	1356	2800	8.272	177.3	564	10.3	0.1819	293	1×10^{-4}	3+, 4+
Titanio	Ti	22	47.88	1666	3358	4.5	147	658.1	14.146	0.5226	425	0.63	2+, 3+, 4+
Torio	Th	90	232.0381	1750	4787	11.78	179	587	16.11	0.1177	543.9	8.1×10^{-4}	4+
Tulio	Tm	69	168.93421	1545	1727	9.318	175.9	596	18.4	0.1600	213	5×10^{-5}	
Tungsteno	W	74	183.85	3680	6000	19.3	139	770.4	35.4	0.1320	806	1.2×10^{-4}	4+, 5+, 6+
Ununbio	Uub	112	[285]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Ununhexio	Uuh	116	[291]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Ununoctio	Uuo	118	[294]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Ununpentio	Uup	115	[288]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Ununquadio	Uuq	114	[289]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Ununtrio	Uut	113	[284]	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Uranio	U	92	238.0289	1130	3930	19.05	156	584	12.6	0.11618	423	2.3×10^{-4}	3+, 4+, 5+, 6+
Vanadio	V	23	50.9415	1917	3417	6.11	134	650.3	22.84	0.4886	459.7	0.0136	2+, 3+, 4+, 5+
Xenón	Xe	54	131.29	−111.8	−108.09	0.0058971	131	1170	2.29	0.15832	12.64	—	
Yodo	I	53	126.90447	113.6	184.5	4.93	138	1008.4	15.517	0.21448	41.95	4.6×10^{-5}	1 −, 1+, 5+, 7+
Zinc	Zn	30	65.39	419.6	907	7.14	134	906.4	7.322	0.3884	115	0.0076	2+
Zirconio	Zr	40	91.224	1852	4400	6.51	160	659.7	20.92	0.2780	590.5	0.0162	4+

* [ ] Indica la masa del isótopo de mayor vida.

Tabla D.6 Configuración electrónica de los elementos

		Subniveles																	
	Elementos	**1s**	**2s**	**2p**	**3s**	**3p**	**3d**	**4s**	**4p**	**4d**	**4f**	**5s**	**5p**	**5d**	**5f**	**6s**	**6p**	**6d**	**7s**	**7p**
1	Hidrógeno	1																		
2	Helio	2																		
3	Litio	2	1																	
4	Berilio	2	2																	
5	Boro	2	2	1																
6	Carbono	2	2	2																
7	Nitrógeno	2	2	3																
8	Oxígeno	2	2	4																
9	Flúor	2	2	5																
10	Neón	2	2	6																
11	Sodio	2	2	6	1															
12	Magnesio	2	2	6	2															
13	Aluminio	2	2	6	2	1														
14	Silicio	2	2	6	2	2														
15	Fósforo	2	2	6	2	3														
16	Azufre	2	2	6	2	4														
17	Cloro	2	2	6	2	5														
18	Argón	2	2	6	2	6														
19	Potasio	2	2	6	2	6		1												
20	Calcio	2	2	6	2	6		2												
21	Escandio	2	2	6	2	6	1	2												
22	Titanio	2	2	6	2	6	2	2												
23	Vanadio	2	2	6	2	6	3	2												
24	Cromo	2	2	6	2	6	5	1												
25	Manganeso	2	2	6	2	6	5	2												
26	Hierro	2	2	6	2	6	6	2												
27	Cobalto	2	2	6	2	6	7	2												
28	Níquel	2	2	6	2	6	8	2												
29	Cobre	2	2	6	2	6	10	1												
30	Zinc	2	2	6	2	6	10	2												
31	Galio	2	2	6	2	6	10	2	1											
32	Germanio	2	2	6	2	6	10	2	2											
33	Arsénico	2	2	6	2	6	10	2	3											
34	Selenio	2	2	6	2	6	10	2	4											
35	Bromo	2	2	6	2	6	10	2	5											
36	Kriptón	2	2	6	2	6	10	2	6											
37	Rubidio	2	2	6	2	6	10	2	6			1								
38	Estroncio	2	2	6	2	6	10	2	6			2								
39	Itrio	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2								
40	Zirconio	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2								
41	Niobio	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1								
42	Molibdeno	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1								
43	Tecnecio	2	2	6	2	6	10	2	6	5		2								
44	Rutenio	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1								
45	Rodio	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1								
46	Paladio	2	2	6	2	6	10	2	6	10										
47	Plata	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1								
48	Cadmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2								
49	Indio	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1							
50	Estaño	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2							
51	Antimonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3							
52	Telurio	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4							
53	Yodo	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5							
54	Xenón	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6							
55	Cesio	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1				
56	Bario	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2				

Tabla D.6 Configuración electrónica de los elementos (*cont.*)

		Subniveles																	
	Elementos	**1s**	**2s**	**2p**	**3s**	**3p**	**3d**	**4s**	**4p**	**4d**	**4f**	**5s**	**5p**	**5d**	**5f**	**6s**	**6p**	**6d**	**7s**	**7p**
57	Lantano	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2				
58	Cerio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2				
59	Praseodimio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2				
60	Neodimio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2				
61	Prometio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2				
62	Samario	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2				
63	Europio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2				
64	Gadolineo	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2				
65	Terbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2				
66	Disprosio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2				
67	Holmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2				
68	Erbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2				
69	Tulio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2				
70	Iterbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2				
71	Lutecio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2				
72	Hafnio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2				
73	Tantalio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2				
74	Tungsteno	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2				
75	Renio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2				
76	Osmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2				
77	Iridio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2				
78	Platino	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1				
79	Oro	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1				
80	Mercurio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2				
81	Talio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1			
82	Plomo	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2			
83	Bismuto	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3			
84	Polonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4			
85	Ástato	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5			
86	Radón	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			
87	Francio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1	
88	Radio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2	
89	Actinio	2	2	8	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2	
90	Torio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2	
91	Protactinio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2	
92	Uranio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2	
93	Neptunio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2	
94	Plutonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2	
95	Americio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2	
96	Curio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2	
97	Berkelio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6		2	
98	Californio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6		2	
99	Einstenio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6		2	
100	Fermio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6		2	
101	Mendelevio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6		2	
102	Nobelio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2	
103	Laurencio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2	
104	Rutherfordio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	2?	
105	Dubnio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	3	2?	
106	Seaborgio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	4	2?	
107	Bohrio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	5	2?	
108	Hassio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	2?	
109	Meitnerio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	2?	
110	Darmstadtio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	8	2?	
111	Roentgenio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	9	2?	
112	Ununbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	
113	Ununtrio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	1?
114	Ununquadio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	2?
115	Ununpentio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	3?
116	Ununhexio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	4?
118	Ununoctio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	2?	6?

Tabla D.7 Constantes físicas útiles

1 ampere constante de la corriente que produce una fuerza de 2×10^{-7} newtons por metro de longitud entre dos conductores si se mantiene en dos conductores rectos paralelos, de longitud infinita, de sección circular cruzada despreciable y colocados con una separación de 1 metro, en el vacío.

1 candela intensidad de la luminosidad en dirección perpendicular de un cuerpo negro con una superficie de 1/600 000 m^2, a la temperatura de congelamiento del platino, a una presión de 101 325 pascales.

1 decímetro cúbico es igual a un litro.

1 kelvin es 1/273.16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.

1 kilogramo masa del kilogramo prototipo internacional.

1 metro distancia a la que viaja la luz en 1/299 792 458 de un segundo.

1 mole cantidad de sustancia que contiene la misma cantidad de partículas elementales que el número de átomos en 0.012 kilogramos de carbono-12.

1 segundo es igual a 9 192 631 770 periodos de la oscilación electromagnética natural durante la transición del estado basal 2S1/2 del cesio-133, que se designa como (F = 4, M = 0) ↔ (F = 3, M = 0).

Constante de Avogadro = $6.0221367 \times 10^{-23}$

1 electronvolt = $1.60217733 \times 10^{-19}$ J

Constante de Faraday = 96 485.309 C/mole e^-

Constante de los gases ideales = 8.314471 J/mol·K = 8.314471 dm^3•kPa/mol•K

Volumen molar de los gases en NTP = 22.41410 dm^3

Constante de Planck = 6.626075×10^{-34} J • s

Velocidad de la luz = 2.99792458×10^8 m/s

Tabla D.8 Nombres y cargas de iones poliatómicos

1–	2–	3–	4–
Acetato, CH_3COO^-	Carbonato, CO_3^{2-}	Arseniato, AsO_4^{3-}	Hexacianoferrato(II), $Fe(CN)_6^{4-}$
Amida, NH^{2-}	Cromato, CrO_4^{2-}	Arsenito, AsO_3^{3-}	Ortosilicato, SiO_4^{4-}
Astatato, AtO^{3-}	Dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$	Borato, BO_3^{3-}	Difosfato, $P_2O_7^{4-}$
Azida, N^{3-}	Hexacloroplatinato, $PtCl_6^{2-}$	Citrato, $C_6H_5O_7^{3-}$	
Benzoato, $C_6H_5COO^-$	Hexafluorosilicato, SiF_6^{2-}	Hexacoanoferrato(III), $Fe(CN)_6^{3-}$	
Bismutato, BiO_3^-	Molibdato, MoO_4^{2-}	Fosfato, PO_4^{3-}	
Bromato, BrO_3^-	Oxalato, $C_2O_4^{2-}$		
Clorato, ClO_3^-	Peróxido, O_2^{2-}	1+	2+
Clorito, ClO_2^-	Peroxidosulfato, $S_2O_8^{2-}$	Amonio, NH_4^+	Mercurilo(I), Hg_2^{2+}
Cianuro, CN^-	Fosfito, HPO_3^{2-}	Neptunilol(V), NpO_2^+	Neptunilo(VI), NpO_2^{2+}
Formiato, $HCOO^-$	Rutenato, RuO_4^{2-}	Plutonilo(V), PuO_2^+	Plutonilo(VI), PuO_2^{2+}
Hidróxido, OH^-	Seleniato, SeO_4^{2-}	Uranilo(V), UO_2^+	Uranilo(VI), UO_2^{2+}
Hipobromito, BrO^-	Selenito, SeO_3^{2-}	Vanadilo(V), VO_2^+	Vanadilo(IV), VO^{2+}
Hipoclorito, ClO^-	Silicato, SiO_3^{2-}		
Hipofosfito, $H_2PO_2^-$	Sulfato, SO_4^{2-}		
Yodato, IO_3^-	Sulfito, SO_3^{2-}		
Nitrato, NO_3^-	Tartrato, $C_4H_4O_6^{2-}$		
Nitrito, NO_2^-	Telurato, TeO_4^{2-}		
Perbromato, BrO_4^-	Telurito, TeO_3^{2-}		
Perclorato, ClO_4^-	Tetraborato, $B_4O_7^{2-}$		
Peryodato, IO_4^-	Tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$		
Permanganato, MnO_4^-	Tungstato, WO_4^{2-}		
Perrenato, ReO_4^-			
Tiocianato, SCN^-			
Vanadato, VO_3^-			

Tabla D.9 Reglas de solubilidad

Cuando trabajas con soluciones acuosas es útil seguir algunas reglas relacionadas con sustancias que son solubles en agua. Se considera que una sustancia es soluble si se disuelven más de 3 gramos de la sustancia en 100 mL de agua. A continuación se muestran las reglas más comunes.

1. Todas las sales comunes de los elementos del grupo 1 (IA) y de los iones amonio son solubles.
2. Todos los acetatos y los nitratos comunes son solubles.
3. Todos los compuestos binarios de los elementos del grupo 17 (VIIA) (diferentes al F) con metales son solubles, excepto los compuestos de plata, mercurio(I) y plomo.
4. Todos los sulfatos son solubles, excepto los sulfatos de bario, estroncio, plomo, calcio, plata y mercurio(I).
5. Con excepción de las sales de la regla 1, los carbonatos, los hidróxidos, los óxidos, los sulfuros y los fosfatos son insolubles.

Tabla D.10 Constantes del producto de solubilidad (a 25°C)

Sustancia	K_{sp}	Sustancia	K_{sp}	Sustancia	K_{sp}
AgBr	5.01×10^{-13}	$BaSO_4$	1.10×10^{-10}	Li_2CO_3	2.51×10^{-2}
$AgBrO_3$	5.25×10^{-5}	$CaCO_3$	2.88×10^{-9}	$MgCO_3$	3.47×10^{-8}
Ag_2CO_3	8.13×10^{-12}	$CaSO_4$	9.12×10^{-6}	$MnCO_3$	1.82×10^{-11}
AgCl	1.78×10^{-10}	CdS	7.94×10^{-27}	$NiCO_3$	6.61×10^{-9}
Ag_2CrO_4	1.12×10^{-12}	$Cu(IO_3)_2$	7.41×10^{-8}	$PbCl_2$	1.62×10^{-5}
$Ag_2Cr_2O_7$	2.00×10^{-7}	CuC_2O_4	2.29×10^{-8}	PbI_2	7.08×10^{-9}
AgI	8.32×10^{-17}	$Cu(OH)_2$	2.19×10^{-20}	$Pb(IO_3)_2$	3.24×10^{-13}
AgSCN	1.00×10^{-12}	CuS	6.31×10^{-36}	$SrCO_3$	1.10×10^{-10}
$Al(OH)_3$	1.26×10^{-33}	FeC_2O_4	3.16×10^{-7}	$SrSO_4$	3.24×10^{-7}
Al_2S_3	2.00×10^{-7}	$Fe(OH)_3$	3.98×10^{-38}	TlBr	3.39×10^{-6}
$BaCO_3$	5.13×10^{-9}	FeS	6.31×10^{-18}	$ZnCO_3$	1.45×10^{-11}
$BaCrO_4$	1.17×10^{-10}	Hg_2SO_4	7.41×10^{-7}	ZnS	1.58×10^{-24}

Tabla D.11 Indicadores ácido-base

Indicador	Color suave	Intervalo	Color fuerte
Violeta de metilo	verde amarillento	0.0–2.5	violeta
Verde de malaquita HCl	amarillo	0.5–2.0	azul
Azul de timol	rojo	1.0–2.8	amarillo
Amarillo de naftol S	incoloro	1.5–2.6	amarillo
p-Fenilazoanilina	anaranjado	2.1–2.8	amarillo
Anaranjado de metilo	rojo	2.5–4.4	amarillo
Azul de bromofenol	amarillo anaranjado	3.0–4.7	violeta
Galeína	anaranjado	3.5–6.3	rojo
2,5-dinitrofenol	incoloro	4.0–5.8	amarillo
Anaranjado de etilo	salmón	4.2–4.6	anaranjado
Rojo de propilo	rosa	5.1–6.5	amarillo
Morado de bromocresol	amarillo verdoso	5.4–6.8	violeta
Azul de bromoxilenol	amarillo anaranjado	6.0–7.6	azul
Rojo fenol	amarillo	6.4–8.2	violeta rojizo
Rojo de cresol	amarillo	7.1–8.8	violeta
Morado de *m*-cresol	amarillo	7.5–9.0	violeta
Azul de timol	amarillo	8.1–9.5	azul
Fenolftaleína	incoloro	8.3–10.0	rosa oscuro
o-Cresolftaleína	incoloro	8.6–9.8	rosa
Timolftaleína	incoloro	9.5–10.4	azul
Amarillo de alizarina R	amarillo	9.9–11.8	anaranjado oscuro
Azul de metilo	azul	10.6–13.4	violeta pálido
Fucsina ácida	rojo	11.1–12.8	incoloro
2,4,6-trinitrotolueno	incoloro	11.7–12.8	anaranjado

Respuestas a los problemas

Capítulo 5

1. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos.

a) **óxido de litio**
Li_2O

b) **bromuro de calcio**
$CaBr_2$

c) **óxido de sodio**
Na_2O

d) **sulfuro de aluminio**
Al_2S_3

2. Escribe la fórmula de los compuestos formados con los siguientes pares de elementos.

a) **bario y oxígeno**
BaO

b) **estroncio y yodo**
SrI_2

c) **litio y cloro**
LiCl

d) **radio y cloro**
$RaCl_2$

3. Escribe la fórmula del compuesto formado con los siguientes iones.

a) **iones amonio y iones sulfito**
$(NH_4)_2SO_3$

b) **iones calcio y iones monohidrógeno fosfato**
$CaHPO_4$

c) **iones amonio y iones dicromato**
$(NH_4)_2Cr_2O_7$

d) **iones bario y iones nitrato**
$Ba(NO_3)_2$

4. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos.

a) **fosfato de sodio**
Na_3PO_4

b) **hidróxido de magnesio**
$Mg(OH)_2$

c) **fosfato de amonio**
$(NH_4)_3PO_4$

d) **dicromato de potasio**
$K_2Cr_2O_7$

5. Escribe la fórmula del compuesto formado con cada uno de los siguientes pares de iones.

a) **cobre(I) y sulfito**
Cu_2SO_3

b) **estaño(IV) y flúor**
SnF_4

c) **oro(III) y cianuro**
$Au(CN)_3$

d) **plomo(II) y sulfuro**
PbS

6. Escribe los nombres de los siguientes compuestos.

a) **$Pb(NO_3)_2$**
nitrato de plomo(II)

b) **Mn_2O_3**
óxido de manganeso(III)

c) **$Ni(C_2H_3O_2)_2$**
acetato de níquel(II)

d) **HgF_2**
fluoruro de mercurio

13. Nombra los siguientes compuestos moleculares.

a) **S_2Cl_2**
dicloruro de diazufre

b) **CS_2**
disulfuro de carbono

c) **SO_3**
trióxido de azufre

d) **P_4O_{10}**
decaóxido de tetrafósforo

14. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos.

a) **tetracloruro de carbono**
CCl_4

b) **heptafluoruro de yodo**
IF_7

c) **monóxido de dinitrógeno**
N_2O

d) **dióxido de azufre**
SO_2

Capítulo 6

Escribe las ecuaciones con palabras y las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones.

1. El magnesio metálico y el agua se combinan para formar hidróxido de magnesio sólido y gas hidrógeno.
magnesio + agua → hidróxido de magnesio + hidrógeno
$Mg(s) + 2H_2O(1) \rightarrow Mg(OH)_2(s) + H_2(g)$

2. Una solución acuosa de peróxido de hidrógeno (dióxido de dihidrógeno) se combina con sulfuro de plomo(II) sólido formando sulfato de plomo(II) sólido y agua líquida.
peróxido de hidrógeno + sulfuro de plomo(II) → sulfato de plomo(II) + agua
$4H_2O_2(ac) + PbS(s) \rightarrow PbSO_4(s) + 4H_2O(1)$

3. Cuando se añade energía a un sólido cristalino de heptahidrato de sulfato de manganeso(II), éste se transforma en agua líquida y el monohidrato de sulfato de manganeso(II) en sólido.

heptahidrato de sulfato de manganeso(II) + energía → agua + sulfato de manganeso(II) monohidrato

$$MnSO_4 \cdot 7H_2O(s) + \text{energía} \rightarrow 6H_2O(1) + MnSO_4 \cdot H_2O(s)$$

4. El potasio sólido reacciona con agua líquida formando hidróxido de potasio acuoso y gas hidrógeno.

potasio + agua → hidróxido de potasio + gas hidrógeno

$$2K(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2\,KOH(ac) + H_2(g)$$

Capítulo 9

1. Calcula la ΔEN de los pares de átomos en los siguientes enlaces.

a) Ca—S
1.5

b) Ba—O
2.6

c) C—Br
0.3

d) Ca—F
3.0

e) H—Br
0.7

2. Clasifica los enlaces en la pregunta 1 como covalentes, polares o iónicos, utilizando el respectivo valor de ΔEN.

a) covalente polar

b) iónico

c) covalente

d) iónico

e) covalente polar

Capítulo 11

1. 59.8 pulgadas de Hg a psi

$$59.8 \text{ pulg Hg} \times \frac{25.4 \text{ mm Hg}}{1.00 \text{ pulg Hg}} \times \frac{14.7 \text{ psi}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$= 59.8 \cancel{\text{pulg Hg}} \times \frac{25.4 \cancel{\text{mm Hg}}}{1.00 \cancel{\text{pulg Hg}}} \times \frac{14.7 \text{ psi}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}}$$

$$= \frac{59.8 \times 25.4 \times 14.7 \text{ psi}}{760} = 29.4 \text{ psi}$$

2. 7.35 psi a mm de Hg

$$7.35 \text{ psi} \times \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ psi}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}}$$

$$= 7.35 \cancel{\text{psi}} \times \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{14.7 \cancel{\text{psi}}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \cancel{\text{atm}}}$$

$$\frac{7.35 \times 760 \text{ mm Hg}}{14.7} = 3.80 \times 10^2 \text{ mm Hg}$$

3. 1 140 mm de Hg a kPa

$$1\,140 \text{ mm de Hg} \times \frac{1.00 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{1.00 \text{ atm}}$$

$$= 1\,140 \cancel{\text{mm de Hg}} \times \frac{1.00 \cancel{\text{atm}}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{1.00 \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{1\,140 \times 101.3 \text{ kPa}}{760} = 152 \text{ kPa}$$

4. 19.0 psi a kPa

$$19.0 \text{ psi} \times \frac{1.00 \text{ atm}}{14.7 \text{ psi}} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{1.00 \text{ atm}}$$

$$= 19.0 \cancel{\text{psi}} \times \frac{1.00 \text{ atm}}{14.7 \cancel{\text{psi}}} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{1.00 \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{19.0 \times 101.3 \text{ kPa}}{14.7} = 131 \text{ kPa}$$

5. 202 kPa a psi

$$202 \text{ kPa} \times \frac{1.00 \text{ atm}}{101.3 \text{ kPa}} \times \frac{14.7 \text{ psi}}{1.00 \text{ atm}}$$

$$= 202 \cancel{\text{kPa}} \times \frac{1.00 \text{ atm}}{101.3 \cancel{\text{kPa}}} \times \frac{14.7 \text{ psi}}{1.00 \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{202 \times 14.7 \text{ psi}}{101.3} = 29.3 \text{ psi}$$

Considera que la temperatura permanece constante en los siguientes problemas.

11. Las bacterias producen gas metano en las plantas de tratamiento de aguas negras. Este gas normalmente se recoge o se quema. Si un cultivo de bacterias produce 60.0 mL de gas metano a 700.0 mm Hg, ¿qué volumen se produce a 760.0 mm Hg?

$$60.0\ \text{mL} \times \frac{700.0\ \text{mm Hg}}{760.0\ \text{mm Hg}}$$

$$= 60.0\ \text{mL} \times \frac{700.0\ \cancel{\text{mm Hg}}}{760.0\ \cancel{\text{mm Hg}}}$$

$$= \frac{60.0\ \text{mL} \times 700.0}{760.0} = 55.3\ \text{mL}$$

12. En una planta de tratamiento de aguas negras, los cultivos de bacterias producen 1 000 L de gas metano por día a 1.00 atm de presión. ¿Qué volumen debe tener el tanque para almacenar la producción diaria a 5.0 atm?

$$1\ 000\ \text{L} \times \frac{1\ \text{atm}}{5\ \text{atm}} = 1\ 000\ \text{L} \times \frac{1\ \cancel{\text{atm}}}{5\ \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{1\ 000\ \text{L}}{5} = 200\ \text{L}$$

13. Los hospitales compran cilindros de 400 L de gas oxígeno comprimido a 150 atm. Administran oxígeno a los pacientes a una presión de 3.0 atm en una cámara de oxígeno hiperbárico. ¿Qué volumen de oxígeno puede suministrar un cilindro a esta presión?

$$400\ \text{L} \times \frac{150\ \text{atm}}{3.0\ \text{atm}} = 400\ \text{L} \times \frac{150\ \cancel{\text{atm}}}{3.0\ \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{400\ \text{L} \times 150}{3} = 20\ 000\ \text{L}$$

14. Si la válvula de una bomba para neumáticos que tiene un volumen de 0.78 L falla a una presión de 9.0 atm, ¿qué volumen de aire habría en el cilindro justo antes de que la válvula falle?

$$0.78\ \text{L} \times \frac{9.0\ \text{atm}}{1.0\ \text{atm}} = 0.78\ \text{L} \times \frac{9.0\ \cancel{\text{atm}}}{1.0\ \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{0.78\ \text{L} \times 9.0}{1.0} = 7.0\ \text{L}$$

15. El volumen de un tanque de buceo es de 10.0 L. El tanque contiene una mezcla de nitrógeno y oxígeno a 290 atm. ¿Qué volumen de esta mezcla puede suministrar el tanque a un buzo a 2.40 atm?

$$10.0\ \text{L} \times \frac{290.0\ \text{atm}}{2.4\ \text{atm}} = 10.0\ \text{L} \times \frac{290.0\ \cancel{\text{atm}}}{2.4\ \cancel{\text{atm}}}$$

$$= \frac{10.0\ \text{L} \times 290.0}{2.40} = 1\ 210\ \text{L}$$

16. Un globo de 1.00 L se llena con helio a 1.20 atm. Si el globo se mete a la fuerza en un vaso de 0.500 L y no estalla, ¿cuál es la presión del helio?

$$1.20\ \text{atm} \times \frac{1.00\ \text{L}}{0.500\ \text{L}} = 1.20\ \text{atm} \times \frac{1.00\ \cancel{\text{L}}}{0.500\ \cancel{\text{L}}}$$

$$= \frac{1.20\ \text{atm}}{0.500} = 2.40\ \text{atm}$$

Imagina que la presión permanece constante en los problemas 17 a 21.

17. Un globo se llena con 3.0 L de helio a 310 K y 1 atm. El globo se pone en un horno donde la temperatura llega a 340 K. Determina el volumen del globo a 340 K.

$$3.0\ \text{L} \times \frac{340\ \text{K}}{310\ \text{K}} = 3.0\ \text{L} \times \frac{340\ \cancel{\text{K}}}{310\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{3.0\ \text{L} \times 340}{310} = 3.3\ \text{L}$$

18. Una muestra de 4.0 L de gas metano se recoge a 30.0°C. Predice el volumen de la muestra a 0°C.

$T_1 = 30.0°\text{C} + 273 = 303\ \text{K}$
$T_2 = 0°\text{C} + 273 = 273\ \text{K}$

$$4.0\ \text{L} \times \frac{273\ \text{K}}{303\ \text{K}} = 4.0\ \text{L} \times \frac{273\ \cancel{\text{K}}}{303\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{4.0\ \text{L} \times 273}{303} = 3.6\ \text{L}$$

19. Una muestra de 25 L de nitrógeno se calienta de 110°C a 260°C. ¿Qué volumen ocupará la muestra a la temperatura más alta?

$T_1 = 110°\text{C} + 273 = 383\ \text{K}$
$T_2 = 260°\text{C} + 273 = 533\ \text{K}$

$$25\ \text{L} \times \frac{533\ \text{K}}{383\ \text{K}} = 25\ \text{L} \times \frac{533\ \cancel{\text{K}}}{383\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{25\ \text{L} \times 533}{383} = 35\ \text{L}$$

20. El volumen de una muestra de 16 g de oxígeno es de 11.2 L a 273 K y 1.00 atm. Predice el volumen de la muestra a 409 K.

$$11.2\ \text{L} \times \frac{409\ \text{K}}{273\ \text{K}} = 11.2\ \text{L} \times \frac{409\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{11.2\ \text{L} \times 409}{273} = 16.8\ \text{L}$$

21. El volumen de una muestra de argón es de 8.5 mL a 15°C y 101 kPa. ¿Cuál será su volumen a 0.00°C y 101 kPa?

$T_1 = 15°\text{C} + 273 = 288\ \text{K}$
$T_2 = 0°\text{C} + 273 = 273\ \text{K}$

$$8.5\ \text{mL} \times \frac{273\ \text{K}}{288\ \text{K}} = 8.5\ \text{mL} \times \frac{273\ \cancel{\text{K}}}{288\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{8.5\ \text{mL} \times 273}{288} = 8.1\ \text{mL}$$

22. Una muestra de 2.7 L de nitrógeno se recoge a 121 kPa y 288 K. Si la presión aumenta a 202 kPa y la temperatura se eleva a 303 K, ¿qué volumen ocupará el nitrógeno?

$$2.7\ \text{L} \times \frac{121\ \text{kPa}}{202\ \text{kPa}} \times \frac{303\ \text{K}}{288\ \text{K}}$$

$$= 2.7\ \text{L} \times \frac{121\ \cancel{\text{kPa}}}{202\ \cancel{\text{kPa}}} \times \frac{303\ \cancel{\text{K}}}{288\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{2.7\ \text{L} \times 121 \times 303}{202 \times 288} = 1.7\ \text{L}$$

23. Un trozo de dióxido de carbono (hielo seco) que se sublima genera una muestra de 0.80 L de CO_2 gaseoso a 22°C y 720 mm Hg. ¿Qué volumen tendrá el gas dióxido de carbono a TPE?

$T_1 = 22°\text{C} + 273 = 295\ \text{K}$
$T_2 = 0°\text{C} + 273 = 273\ \text{K}$

$$0.80\ \text{L} \times \frac{720\ \text{mm Hg}}{760\ \text{mm Hg}} \times \frac{273\ \text{K}}{295\ \text{K}}$$

$$= 0.80\ \text{L} \times \frac{720\ \cancel{\text{mm Hg}}}{760\ \cancel{\text{mm Hg}}} \times \frac{273\ \cancel{\text{K}}}{295\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= \frac{0.80\ \text{L} \times 720 \times 273}{760 \times 295} = 0.70\ \text{L}$$

Capítulo 12

1. Sin hacer cálculos, determina si 50.0 g de azufre o 50.0 g de estaño representan el mayor número de átomos. Comprueba tu respuesta efectuando los cálculos.

Como el azufre tiene menor masa molar, en 50.0 g de azufre habrá un mayor número de átomos que en 50.0 g de estaño.

$$50.0\ \text{g S} \times \frac{1\ \text{mol S}}{32.1\ \text{g S}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos S}}{1\ \text{mol S}}$$

$$= 50.0\ \cancel{\text{g S}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol S}}}{32.1\ \cancel{\text{g S}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos S}}{1\ \cancel{\text{mol S}}}$$

$$= \frac{50.0 \times 6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos de S}}{32.1}$$

$$= 9.38 \times 10^{23}\ \text{átomos de S}$$

$$50.0\ \text{g Sn} \times \frac{1\ \text{mol Sn}}{119\ \text{g Sn}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Sn}}{1\ \text{mol Sn}}$$

$$= 50.0\ \cancel{\text{g Sn}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Sn}}}{119\ \cancel{\text{g Sn}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Sn}}{1\ \cancel{\text{mol Sn}}}$$

$$= \frac{50.0 \times 6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Sn}}{119}$$

$$= 2.53 \times 10^{23}\ \text{átomos de Sn}$$

2. Determina el número de átomos de cada una de las muestras siguientes.

a) 98.3 g de mercurio, Hg

$$98.3\ \cancel{\text{g Hg}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Hg}}}{200.59\ \cancel{\text{g Hg}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Hg}}{1\ \cancel{\text{mol Hg}}}$$

$$= 2.95 \times 10^{23}\ \text{átomos de Hg}$$

b) 45.6 g de oro, Au

$$45.6\ \cancel{\text{g Au}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Au}}}{196.967\ \cancel{\text{g Au}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Au}}{1\ \cancel{\text{mol Au}}}$$

$$= 1.39 \times 10^{23}\ \text{átomos de Au}$$

c) 10.7 g de litio, Li

$$10.7\ \cancel{\text{g Li}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Li}}}{6.941\ \cancel{\text{g Li}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos Li}}{1\ \cancel{\text{mol Li}}}$$

$$= 9.28 \times 10^{23}\ \text{átomos de Li}$$

d) 144.6 g de tungsteno (W)

$$144.6\ \cancel{\text{g W}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol W}}}{183.85\ \cancel{\text{g W}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{átomos W}}{1\ \cancel{\text{mol W}}}$$

$$= 4.73 \times 10^{23}\ \text{átomos de W}$$

3. Determina el número de moles en cada una de las muestras siguientes.

a) 6.84 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$

12 átomos de C × 12.0 u = 144.0 u
22 átomos de H × 1.0 u = 22.0 u
11 átomos de O × 16.0 u = + 176 u
masa molecular de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 342 u
masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 342 g/mol

$$6.84\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$= 2.00 \times 10^{-2}\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}$$

b) 16.0 g de dióxido de azufre, SO_2

1 átomo de S 1 × 32.1 u = 32.1 u
2 átomos de O 2 × 16.0 u = +32.0 u
masa molecular de SO_2 64.1 u
masa molar de SO_2 64.1 g/mol

$$16.0\ \text{g}\ SO_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{64.1\ \text{g}\ SO_2}$$

$$= 0.250\ \text{mol}\ SO_2$$

c) 68.0 g de amoniaco, NH_3

1 átomo de N 1 × 14.0 u = 14.0 u
3 átomos de H 3 × 1.0 u = +3.0 u
masa molecular de NH_3 17.0 u
masa molar de NH_3 17.0 g/mol

$$68.0\ \text{g}\ NH_3 \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17.0\ \text{g}\ NH_3}$$

$$= 4.00\ \text{mol}\ NH_3$$

d) 17.5 g de óxido de cobre(II), CuO

1 átomo de Cu 1 × 63.5 u = 63.5 u
1 átomo de O 1 × 16.0 u = +16.0 u
masa molecular de CuO 79.5 u
masa molar de CuO 79.5 g/mol

$$17.5\ \text{g}\ CuO \times \frac{1\ \text{mol}\ CuO}{79.5\ \text{g}\ CuO}$$

$$= 0.220\ \text{mol de CuO}$$

4. Determina la masa de las siguientes cantidades molares.

a) 3.52 moles de Si

$$3.52\ \text{moles de Si} \times \frac{28.1\ \text{g Si}}{1\ \text{mol Si}}$$

$$= 98.9\ \text{g de Si}$$

b) 1.25 moles de aspirina, $C_9H_8O_4$

9 átomos de C 9 × 12.0 u = 108 u
8 átomos de H 8 × 1.0 u = 8 u
4 átomos de O 4 × 16.0 u = + 64 u
masa molecular de $C_9H_8O_4$ 180.0 u
masa molar de $C_9H_8O_4$ 180.0 g/mol

$$1.25\ \text{moles de}\ C_9H_8O_4 \times \frac{180.0\ \text{g}\ C_9H_8O_4}{1\ \text{mol}\ C_9H_8O_4}$$

$$= 225\ \text{g de}\ C_9H_8O_4$$

c) 0.550 moles de F_2

2 átomos de F 2 × 19.0 u = 38.0 u
masa molecular de F_2 38.0 u
masa molar de F_2 38.0 g/mol

$$0.550\ \text{moles de}\ F_2 \times \frac{38.0\ \text{g}\ F_2}{1\ \text{mol}\ F_2}$$

$$= 20.9\ \text{g de}\ F_2$$

d) 2.35 moles de yoduro de bario, BaI_2

1 átomo de Ba 1 × 137 u = 137 u
2 átomos de I 2 × 127 u = + 254 u
masa molecular de BaI_2 391 u
masa molar de BaI_2 391 g/mol

$$2.35\ \text{mol de}\ BaI_2 \times \frac{391\ \text{g}\ BaI_2}{1\ \text{mol}\ BaI_2}$$

$$= 919\ \text{g de}\ BaI_2$$

10. La combustión de propano, C_3H_8, un combustible utilizado en las parrillas del jardín y en las estufas para campamento, produce dióxido de carbono y vapor de agua.

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

¿Qué masa de dióxido de carbono se forma al quemar 95.6 g de gas propano?

masa molar de C_3H_8 = 44.0 g/mol
masa molar de CO_2 = 44.0 g/mol

$$95.6\ \text{g}\ C_3H_8 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44.0\ \text{g}\ C_3H_8} \times \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} \times \frac{44.0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2}$$

$$= 287\ \text{g de}\ CO_2$$

11. El hexafluoruro de xenón sólido se prepara al hacer reaccionar xenón y flúor gaseosos.

$$Xe(g) + 3F_2(g) \longrightarrow XeF_6(s)$$

¿Cuántos gramos de flúor se necesitan para producir 10.0 g de XeF_6?

masa molar de F_2 = 38.0 g/mol
masa molar de XeF_6 = 245.3 g/mol

$$10.0 \text{ g de } XeF_6 \times \frac{1 \text{ mol } XeF_6}{245.3 \text{ g } XeF_6} \times \frac{3 \text{ mol } F_2}{1 \text{ mol } XeF_6} \times \frac{38.0 \text{ g } F_2}{1 \text{ mol } F_2}$$

$$= 465 \text{ g } F_2$$

12. Utilizando la reacción del problema de práctica 11, ¿cuántos gramos de xenón se necesitan para producir 10.0 g de XeF_6?

masa molar de XeF_6 = 245.3 g/mol
masa molar de Xe = 131.3 g/mol

$$10.0 \text{ g de } XeF_6 \times \frac{1 \text{ mol } XeF_6}{245.3 \text{ g } XeF_6} \times \frac{1 \text{ mol Xe}}{1 \text{ mol } XeF_6} \times \frac{131.3 \text{ g Xe}}{1 \text{ mol Xe}}$$

$$= 5.35 \text{ g de Xe}$$

13. ¿Qué masa de azufre se debe quemar para producir 3.42 L de SO_2 a 273°C y 101 kPa? La reacción es

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

Observa que el volumen se debe corregir a la temperatura estándar (0°C) aplicando el factor

$$\text{factor } \frac{273 \text{ K}}{(273 + 273)\text{K}} = \frac{273 \text{ K}}{546 \text{ K}}.$$

$$\frac{3.42 \text{ L}}{1} \times \frac{273 \text{ K}}{546 \text{ K}} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{22.4 \text{ L } SO_2} \times \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } SO_2} \times \frac{32.1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}}$$

$$= 3.42 \times 273 \times \frac{32.1 \text{ g S}}{546 \times 22.4} = 2.45 \text{ g S}$$

14. ¿Qué volumen de gas hidrógeno se produce al hacer reaccionar 4.20 g de sodio en exceso de agua a 50.0°C y 106 kPa?

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

$$4.20 \text{ g de Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{23.0 \text{ g Na}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Na}} \times \frac{22.4 \text{ L } H_2}{1 \text{ mol } H_2} \times \frac{323 \text{ K}}{273 \text{ K}} \times \frac{101 \text{ kPa}}{106 \text{ kPa}}$$

$$\frac{4.20 \times 22.4 \text{ L } H_2 \times 323 \times 101}{23.0 \times 2 \times 273 \times 106} = 2.31 \text{ L } H_2$$

15. ¿Cuántos moles de helio están contenidos en una lata de 5.00 L a 101 kPa y 30°C?

$$n = VP/RT = \frac{(5.00 \text{ L})(101 \text{ kPa})}{\left(\frac{8.31 \text{ kPa} \cdot \text{L}}{1 \text{ mol} \cdot \text{K}}\right)303 \text{ K}}$$

$$= \frac{5.00 \text{ L} \times 101 \text{ kPa} \times \text{mol} \times \text{K}}{8.31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \times 303 \text{ K}}$$

$$= \frac{5.00 \times 101 \times 1 \text{ mol}}{8.31 \times 303} = 0.201 \text{ mol}$$

16. ¿Cuál es el volumen de 0.020 moles de Ne a 0.505 kPa y 27.0°C?

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.020 \text{ l Ne})\left(\frac{8.31 \text{ kPa} \cdot \text{L}}{1 \text{ mol} \cdot \text{K}}\right)(300 \text{ K})}{0.505 \text{ kPa}} =$$

99 L

17. ¿Cuánto zinc debe reaccionar para formar 15.5 L de hidrógeno, $H_2(g)$, a 32.0°C y 115 kPa?

$$Zn(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$$

Primero, utiliza la ley de los gases ideales para determinar los moles de H_2.

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(115 \text{ kPa})(15.5 \text{ L})}{\left(\frac{8.31 \text{ kPa} \cdot \text{L}}{1 \text{ mol} \cdot \text{K}}\right)(305 \text{ K})}$$

$n = 0.703$ mol H_2

Ahora determina la masa del zinc.

$$0.703 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol } H_2} \times \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$= 46.0 \text{ g Zn}$$

Capítulo 13

7. ¿Cómo prepararías 1.00 L de una solución 0.400*M* de sulfato de cobre(II), $CuSO_4$?

Disuelve 63.8 g de $CuSO_4$ en 1.00 L de solución;
Masa molar de $CuSO_4$ = 159.61 g/mol

$$\left(\frac{1.00 \text{ L soln}}{1}\right)\left(\frac{0.400 \text{ mol } CuSO_4}{1 \text{ L soln}}\right)\left(\frac{159.61 \text{ g } CuSO_4}{1 \text{ mol } CuSO_4}\right)$$

$$= 63.8 \text{ g } CuSO_4$$

8. ¿Cómo prepararías 2.50 L de una solución 0.800*M* de nitrato de potasio, KNO_3?

Disuelve 202 g de KNO_3 en 2.50 L de solución;
Masa molar KNO_3 = 101.10 g/mol

$$\left(\frac{2.50\ \text{L soln}}{1}\right)\left(\frac{0.800\ \text{mol KNO}_3}{1\ \text{L soln}}\right)\left(\frac{101.10\ \text{g KNO}_3}{1\ \text{mol KNO}_3}\right)$$
$$= 202\ \text{g de KNO}_3$$

9. ¿Qué masa de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, se debe disolver para preparar 460 mL de una solución 1.10*M*?

170 g de sacarosa;
Masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342.30 g/mol

$$\left(\frac{460\ \text{mL soln}}{1}\right)\left(\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}}\right)\left(\frac{1.10\ \text{mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ \text{L soln}}\right)$$
$$\cdots\left(\frac{342.30\ \text{g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ \text{mol } C_{12}H_{22}O_{11}}\right) = 170\ \text{g de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

10. ¿Qué masa de cloruro de litio, LiCl, se debe disolver para preparar 1.00 L de una solución 0.194*M*?

8.23 g de LiCl;
Masa molar de LiCl = 42.40 g/mol

$$\left(\frac{1.00\ \text{L soln}}{1}\right)\left(\frac{0.194\ \text{mol LiCl}}{1\ \text{L soln}}\right)\left(\frac{42.40\ \text{g/LiCl}}{1\ \text{mol LiCl}}\right)$$
$$= 8.23\ \text{g LiCl}$$

11. Determinar la masa de soluto necesaria para preparar las soluciones indicadas en la tabla 13.4 y completa la tabla.

Tabla 13.4 Preparación de soluciones

Solución	Volumen	Masa de soluto
0.10*M* $CaCl_2$	1.0 L	11 g $CaCl_2$
0.20*M* $CaCl_2$	500.0 mL	2.2 g $CaCl_2$
3.0*M* NaOH	250 mL	30 g NaOH

Masa molar de $CaCl_2$ = 110.98 g/mol
Masa molar de NaOH = 40.00 g/mol

0.10*M* $CaCl_2$:

$$\left(\frac{0.10\ \text{mol CaCl}_2}{1.0\ \text{L}}\right)\left(\frac{110.98\ \text{g CaCl}_2}{1\ \text{mol CaCl}_2}\right)(1.0\ \text{L}) = 11\ \text{g CaCl}_2$$

0.10*M* $CaCl_2$:

$$\left(\frac{0.20\ \text{mol CaCl}_2}{1.0\ \text{L}}\right)\left(\frac{110.98\ \text{g CaCl}_2}{1\ \text{mol CaCl}_2}\right)\left(\frac{1\ \text{L}}{1\,000\ \text{mL}}\right)(500\ \text{mL})$$
$$= 11\ \text{g CaCl}_2$$

3.0 *M* NaOH:

$$\left(\frac{3.0\ \text{mol NaOH}}{1.0\ \text{L}}\right)\left(\frac{40.00\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}}\right)\left(\frac{1\ \text{L}}{1\,000\ \text{mL}}\right)(250\ \text{mL})$$
$$= 30\ \text{g NaOH}$$

12. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 14 g de sulfato de sodio, Na_2SO_4, disueltos en 1.6 L de solución?

0.062*M* de Na_2SO_4;
Masa molar de Na_2SO_4 = 142.06 g/mol

$$\left(\frac{14\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}{1.6\ \text{L soln}}\right)\left(\frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{142.06\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}\right)$$
$$= 0.062\ \text{mol de Na}_2\text{SO}_4\text{/L soln}$$
$$= 0.062M\ \text{Na}_2\text{SO}_4$$

6. Calcula la molaridad de una solución, dado que su volumen es de 820 mL y contiene 7.4 g de cloruro de amonio, NH_4Cl.

0.17*M* de NH_4Cl;
Masa molar de NH_4Cl = 53.50 g/mol

$$\left(\frac{7.4\ \text{g NH}_4\text{Cl}}{820\ \text{mL}}\right)\left(\frac{1\ \text{mol}}{53.50\ \text{g}}\right)\left(\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}\right)$$
$$= 0.17\ \text{mol de NH}_4\text{Cl/L soln}$$
$$= 0.17M\ \text{NH}_4\text{Cl}$$

Capítulo 14

Encuentra el pH de cada una de las siguientes soluciones.

6. La concentración de iones hidronio es igual a:

a) $10^{-5}M$
5

b) $10^{-12}M$
12

c) $10^{-2}M$
2

7. La concentración de iones hidróxido es igual a:

a) $10^{-4}M$
10

b) $10^{-11}M$
3

c) $10^{-8}M$
6

Capítulo 15

Escribe la solución global, la ecuación iónica y la ecuación iónica neta de cada una de las siguientes reacciones.

1. ácido yodhídrico, HI, e hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$

$$2HI(ac) + Ca(OH)_2(ac) \rightarrow CaI_2(ac) + 2H_2O(l)$$
$$2H^+(ac) + 2I^-(ac) + Ca^{2+}(ac) + 2OH^-(ac) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + 2I^-(ac) + 2H_2O(l)$$
$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$$

2. ácido bromhídrico, HBr, e hidróxido de litio, LiOH

$$HBr(ac) + LiOH(ac) \longrightarrow LiBr(ac) + H_2O(1)$$
$$H^+(ac) + Br^-(ac) + Li^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow Li^+(ac) + Br^-(ac) + H_2O(1)$$
$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(1)$$

3. ácido sulfúrico, H_2SO_4, e hidróxido de estroncio, $Sr(OH)_2$

$$H_2SO_4(ac) + Sr(OH)_2(ac) \longrightarrow SrSO_4(ac) + 2H_2O(1)$$
$$2H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + Sr^{2+}(ac) + 2OH^-(ac) \longrightarrow Sr^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2H_2O(1)$$
$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(1)$$

4. ácido perclórico, $HClO_4$, e hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$

$$2HClO_4(ac) + Ba(OH)_2(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) + Ba(ClO_4)_2(ac)$$
$$2H^+(ac) + 2ClO_4^-(ac) + Ba^{2+}(ac) + 2OH^-(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) + Ba^{2+}(ac) + 2ClO_4^-(ac)$$
$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l)$$

5. ácido perclórico, $HClO_4$, y amoniaco, NH_3

$$HClO_4(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4ClO_4(ac)$$
$$H^+(ac) + ClO_4^-(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + ClO_4^-(ac)$$
$$H^+(ac) + NH_3(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac)$$

6. ácido clorhídrico, HCl, e hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$

$$3HCl(ac) + Al(OH)_3(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3H_2O(1)$$
$$3H^+(ac) + 3Cl^-(ac) + Al(OH)_3(ac) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3Cl^-(ac) + 3H_2O(1)$$
$$3H^+(ac) + Al(OH)_3(ac) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3H_2O(1)$$

7. ácido sulfúrico, H_2SO_4, e hidróxido de hierro(III), $Fe(OH)_3$

$$3H_2SO_4(ac) + 2Fe(OH)_3(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + 6H_2O(1)$$
$$6H^+(ac) + 3SO_4^{2-}(ac) + 2Fe(OH)_3(ac) \longrightarrow 2Fe^{3+}(ac) + 3SO_4^{2-}(ac) + 6H_2O(1)$$
$$3H^+(ac) + Fe(OH)_3(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac) + 3H_2O(1)$$

8. ácido carbónico, H_2CO_3, e hidróxido de sodio, NaOH

$$H_2CO_3(ac) + 2NaOH(ac) \longrightarrow Na_2CO_3(ac) + 2H_2O(1)$$
$$H_2CO_3(ac) + 2Na^+(ac) + 2OH^-(ac) \longrightarrow 2Na^+(ac) + CO_3^{2-}(ac) + 2H_2O(1)$$
$$H_2CO_3(ac) + 2OH^-(ac) \longrightarrow CO_3^{2-}(ac) + 2H_2O(1)$$

9. ácido bórico, H_3BO_3, e hidróxido de potasio, KOH

$$H_3BO_3(ac) + 3KOH(ac) \longrightarrow K_3BO_3(ac) + 3H_2O(1)$$
$$H_3BO_3(ac) + 3K^+(ac) + 3OH^-(ac) \longrightarrow 3K^+(ac) + BO_3^{3-}(ac) + 3H_2O(1)$$
$$H_3BO_3(ac) + 3OH^-(ac) \longrightarrow BO_3^{3-}(ac) + 3H_2O(1)$$

10. ácido acético, $HC_2H_3O_2$, e hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$

$$2HC_2H_3O_2(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow Ca(C_2H_3O_2)_2(ac) + 2H_2O(1)$$
$$2HC_2H_3O_2(ac) + Ca^{2+}(ac) + 2OH^-(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + 2C_2H_3O_2^-(aq) + 2H_2O(1)$$
$$HC_2H_3O_2(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(1)$$

11. Una solución de HBr de concentración desconocida se tituló con una solución 0.100*M* de LiOH. En el punto final se neutralizaron 10.0 ml de HBr con 21.0 mL de la solución de LiOH. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HBr?

0.210*M*;

$$\left(\frac{21.0\ \cancel{mL\ LiOH}}{1}\right) \times \left(\frac{1\ L}{10^3\ \cancel{mL\ LiOH}}\right) \times \left(\frac{0.100\ \cancel{mol\ LiOH}}{1\ L}\right) \times \left(\frac{1\ mol\ HBr}{1\ \cancel{mol\ LiOH}}\right) \times \left(\frac{1}{10.0\ \cancel{mL\ HBr}}\right) \times \left(\frac{10^3\ \cancel{mL\ HBr}}{1\ L}\right)$$

= 0.210*M* HBr

12. Una bureta se llenó hasta la marca 0 con una solución 0.150*M* de KOH. Esta solución se usó para titular 25.0 mL de una solución de HNO_3 de concentración desconocida. La lectura de la bureta fue de 34.6 mL en el punto final. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HNO_3?

0.208*M*;

$$\left(\frac{34.6\ \cancel{mL\ KOH}}{1}\right) \times \left(\frac{1\ \cancel{L}}{10^3\ \cancel{mL\ KOH}}\right) \times \left(\frac{0.150\ \cancel{mol\ KOH}}{1\ \cancel{L}}\right) \times \left(\frac{1\ mol\ HNO_3}{1\ \cancel{mol\ KOH}}\right) \times \left(\frac{1}{25.0\ \cancel{mL\ HNO_3}}\right) \times \left(\frac{10^3\ \cancel{mL\ HNO_3}}{1\ L}\right)$$

= 0.208*M* HNO_3

18. Se titularon 15.0 mL de una solución 0.125*M* de H_3PO_4 con una solución de $Ca(OH)_2$ de concentración desconocida. Si se consumieron 12.4 mL de $Ca(OH)_2$ para alcanzar el punto final, ¿cuál es la concentración de esta solución?

0.227*M*;

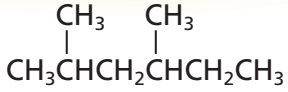
$$\left(\frac{15.0\ \text{mL}\ H_3PO_4}{1}\right)\times\left(\frac{1\ L}{10^3\ \text{mL}\ H_3PO_4}\right)\times\left(\frac{0.125\ \text{mol}\ H_3PO_4}{1\ L}\right)\times\left(\frac{3\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_3PO_4}\right)\times\left(\frac{1}{12.4\ \text{mL}}\right)\times\left(\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}\right)$$

$= 0.227M\ Ca(OH)_2$

Capítulo 18

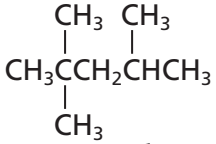
1. Ponle nombre a las estructuras siguientes.

a)



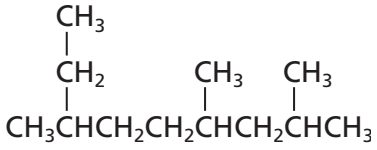
2, 4-dimetilhexano

b)



2, 2, 4-trimetilpentano

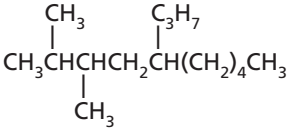
c)



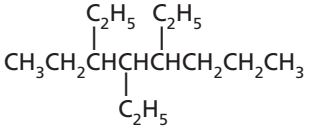
2, 4, 7-trimetilnonano

2. Dibuja la estructura de los siguientes alcanos de cadena ramificada.

a) 2, 3-dimetil-5-propildecano



b) 3, 4, 5-trietiloctano



Capítulo 20

5. ¿Cuánto calor es absorbido por una reacción que disminuye la temperatura de 500.0 g de agua en 1.10°C en un calorímetro?

$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$
$= (500.0\ \cancel{g})(1.10\ ^\circ\cancel{C})(4.184\ \text{J}/\cancel{g}\cdot\ ^\circ\cancel{C})$
$= 2\ 300\ \text{J}$
$= 2.30\ \text{kJ}$

6. El aluminio reacciona con óxido de hierro(III) formando óxido de aluminio y hierro. Calcula el calor liberado en la reacción si la temperatura de 1.00 kg de agua en el calorímetro aumenta en 3.00°C.

$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$
$= (1.00 \times 10^3\ \cancel{g})(3.00\ ^\circ\cancel{C})(4.184\ \text{J}/\cancel{g}\cdot\ ^\circ\cancel{C})$
$= 12\ 600\ \text{J}$
$= 12.6\ \text{kJ}$

7. Cuando 1.00 g de un cierto gas combustible se quema en un calorímetro, la temperatura de 1.000 kg del agua circundante aumenta de 20.00°C a 28.05°C. Todos los productos y los reactivos del proceso son gases. Calcula el calor liberado en esta reacción. ¿Cuánto calor desprendería 1.00 mol del combustible, suponiendo que tiene una masa molar de 65.8 g/mol?

$\Delta T = 28.05^\circ\text{C} - 20.00^\circ\text{C} = 8.05^\circ\text{C}$

Para 1 g:

$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$
$= (1.000 \times 10^3\ \cancel{g})(8.05\ ^\circ\cancel{C})(4.184/\text{g}\cdot\ ^\circ\cancel{C})$
$= 33\ 700\ \text{J}$
$= 33.7\ \text{kJ}$

Para 1 mol:

$$q_w = \left(\frac{33.7\ \text{kJ}}{1\ \cancel{g}}\right)\left(\frac{65.8\ \cancel{g}}{1\ \text{mol}}\right)$$
$= 2\ 220\ \text{kJ/mol}$

8. Un grupo de estudiantes decide medir el contenido energético de ciertos alimentos. Para ello, calientan 50.0 g de agua en un recipiente de aluminio quemando la muestra de alimento debajo del recipiente con agua. Cuando utilizan 1.00 g de palomitas de maíz como alimento de prueba, la temperatura del agua se eleva en 24°C. Calcula el calor liberado por las palomitas y expresa tu respuesta en kilojoules y Calorías por gramo de palomitas.

$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$
$= (50.0\ \cancel{g})(24\ \cancel{°C})(4.184\ \text{J}/\cancel{g}\cdot\ \cancel{°C})$ para 1 g de palomitas
$= 5\,000$ J/g de palomitas
$= 5.0$ kJ/g de palomitas

$$= \left(\frac{5.0\ \cancel{\text{kJ}}}{1\ \text{g palomitas}}\right)\left(\frac{1\ \text{Cal}}{4.184\ \cancel{\text{kJ}}}\right) = 1.2\ \text{Cal/g de palomitas}$$

9. Otra estudiante se acerca al grupo del problema 8 y les dice que ha leído en la etiqueta del paquete de palomitas que 30.0 g de ellas producen 110 Calorías. ¿Cuál es el valor en Calorías/gramo? ¿Cómo puedes explicar esta diferencia en los resultados?

$$= \frac{110\ \text{Cal}}{30.0\ \text{g palomitas}} = 3.7\ \text{Cal/g de palomitas}$$

El valor de 1.2 Cal/g, obtenido en un experimento, es menor que el valor indicado en el paquete debido a la pérdida de calor al aire en el experimento realizado por los estudiantes. Además, es posible que en su experimento la combustión de las palomitas no haya sido completa.

10. Una muestra de 3.00 g de un nuevo bocadillo se quema en un calorímetro. La temperatura de los 2.00 kg de agua circundante cambia de 25°C a 32.4°C. ¿Cuál es el contenido energético del alimento en Calorías por gramo?

$\Delta T = 32.4°\text{C} - 25.0°\text{C} = 7.4°\text{C}$

$q_w = (m)(\Delta T)(C_w)$

$= \left(2.00 \times 10^3\ \cancel{g}\right)\left(7.4\ \cancel{°C}\right)\left(4.184\ \text{J}/\cancel{g}\cdot\ \cancel{°C}\right)$

$= 62\,000$ J $= 62$ kJ

$$\text{Calorías por gramo} = \left(\frac{62\ \text{kJ}}{3.0\ \text{g}}\right)\left(\frac{1\ \text{Cal}}{4.184\ \cancel{\text{kJ}}}\right) = 4.9\ \text{Cal/g}$$

Capítulo 21

1. Escribe la ecuación nuclear balanceada del decaimiento radiactivo del radio–226 en radón-222, y determina el tipo de decaimiento.

$^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$; decaimiento alfa

2. Escribe la ecuación balanceada de la reacción nuclear en la cual el neón-23 decae a sodio-23, y determina el tipo de decaimiento.

$^{23}_{10}\text{Ne} \rightarrow {}^{23}_{11}\text{Na} + {}^{0}_{-1}\text{e}$; decaimiento beta

3. Una roca se analizó utilizando potasio-40. La vida media del potasio-40 es de 1.25 miles de millones de años. Si la roca sólo contenía 25% del potasio-40 que se encontraría en una roca semejante formada recientemente, calcula cuánto tiempo hace que se formó la roca.

Dado que $(0.5)(0.5) = 0.25$, han transcurrido dos vidas medias.
2 vidas medias $\times$ 1.25 miles de millones de años/una vida media $=$ 2.50 miles de millones de años

4. Se encontró que las cenizas de una antigua cantera quemada tenían 12.5% del carbono-14 que tendrían las cenizas de una muestra reciente semejante. ¿Cuánto tiempo hace que se formaron las cenizas?

Como $(0.5)(0.5)(0.5) = 0.125$, han transcurrido tres vidas medias.
3 vidas medias $\times$ 5 730 años / una vida media $=$ 17 200 años

LABORATORIO EN CASA Comparación de líquidos congelados

Pregunta del mundo real ¿Cómo se comportan los diferentes líquidos de cocina cuando se congelan?

Materiales sugeridos

cinco botellas de plástico idénticas o botes de rollos fotográficos
una tabla grande para cortar o una bandeja para galletas
agua
jugo de naranja
vinagre
refresco
aceite para cocinar
congelador

Procedimiento

1. Antes de empezar esta actividad, asegúrate de obtener permiso para utilizar el congelador.
2. Llena uno de los contenedores con agua. El agua deberá llegar hasta el borde superior del contenedor.
3. De la misma manera, llena los otros cuatro contenedores con los otros cuatro líquidos.
4. Coloca la tabla para cortar o la bandeja para galletas en el congelador de manera que esté nivelado(a) y coloca los cinco contenedores sobre la tabla o bandeja.
5. Deja los contenedores en el congelador durante toda la noche y, al día siguiente, observa el efecto que tuvo la temperatura del congelador en cada uno de los líquidos.

Concluye y aplica

1. Describe cuál es el efecto que tiene la baja temperatura sobre cada líquido.
2. Infiere por qué el agua se comportó como lo hizo.
3. Infiere por qué algunos líquidos se congelaron y otros no.

LABORATORIO EN CASA Comparación de tamaños en el átomo

Pregunta del mundo real ¿Cómo se comparan los tamaños de diferentes átomos con los tamaños de las partículas subatómicas?

Materiales sugeridos

regla con unidades métricas
metro
hoja de papel blanco
marcador de color negro, con punta fina
cinta adhesiva
tres envases de leche, de plástico

Procedimiento

1. Utilizando el marcador de color negro, dibuja un punto de 0.1 mm de tamaño en una esquina de la hoja de papel blanco. Este punto representa el diámetro de un electrón.
2. Mide una distancia de 10 cm del primer punto y dibuja un segundo punto. La distancia entre los dos puntos representa el diámetro de un protón o un neutrón.
3. Utiliza la cinta adhesiva para fijar el papel en la parte superior de un envase de leche.
4. Mide una distancia de 6.2 m desde el envase de leche hasta donde colocaste un segundo envase de leche. Esta distancia representa el diámetro del átomo más pequeño, un átomo de hidrógeno.
5. Mide una distancia de 59.6 m a partir del primer envase de leche hasta donde colocaste un tercer envase. Esta distancia representa el diámetro de un átomo más grande, un átomo de cesio.

Concluye y aplica

1. Considerando los tamaños comparativos de los protones y los neutrones con el tamaño de los átomos, infiere de qué se compone la mayor parte del tamaño de un átomo.

LABORATORIO EN CASA Búsqueda de elementos

Pregunta del mundo real ¿Cuántos elementos puedes encontrar en tu casa?

Materiales sugeridos

tabla periódica de los elementos
libros de química y otros recursos

Procedimiento

1. Elabora una tabla para anotar los elementos que son metales, metaloides y no metales.
2. Utiliza tus libros de química para investigar los usos comunes de los elementos.
3. Busca en tu casa objetos que estén completa o mayoritariamente hechos de elementos metálicos. Anota los objetos en tu tabla.
4. Busca en tu casa algunos objetos hechos completamente o mayoritariamente de metaloides y no metales. Anota los objetos en tu tabla.

Concluye y aplica

1. Menciona los dos no metales más comunes que encontraste en tu casa e identifica en qué tipo de objetos se encuentran.
2. Menciona los metales más comunes que encontraste en tu casa.
3. Infiere qué grupo de metales es más común en una casa.

LABORATORIO EN CASA Mezcla de líquidos covalentes y iónicos

Pregunta del mundo real ¿Cómo se mezclan los líquidos covalentes y iónicos que se encuentran en la cocina?

Materiales sugeridos

recipiente de vidrio transparente
agua
alcohol para frotar
refresco
aceite vegetal
cuchara o varilla de agitación
taza para medir, con unidades del sistema SI
jabón para trastes

Procedimiento

1. Elabora una tabla de datos para anotar tus observaciones.
2. Mide 100 mL de agua y viértela dentro del recipiente. Mide 100 mL de alcohol para frotar, agrégalo dentro del recipiente y agita la mezcla. Observa y anota qué le sucede a los dos líquidos.
3. Lava y enjuaga muy bien tu recipiente con el jabón para trastes.
4. Repite los pasos 2 y 3 pero ahora emplea refresco y aceite vegetal.
5. Mide 100 mL de aceite vegetal y viértelo dentro del recipiente. Mide 100 mL de alcohol para frotar, viértelo dentro del recipiente y agita la mezcla. Observa y anota qué le sucede a los dos líquidos.
6. Lava y enjuaga muy bien tu contenedor con el jabón para trastes.
7. Repite los pasos 5 y 6 utilizando refresco y alcohol para frotar.

Concluye y aplica

1. Investiga qué tipo de compuesto es el agua.
2. Infiere por qué los líquidos se mezclaron o no se mezclaron.

LABORATORIO EN CASA Tinta de hierro

Pregunta del mundo real ¿Cómo se utilizan los objetos de uso doméstico para hacer una tinta del siglo diecinueve?

Materiales sugeridos

taza de cerámica
bolsa de té
tabletas de sulfato de hierro
filtro para café
taza para medir
pincel
vaso
agua
embudo
guante para cosas
papel blanco
horno de microondas

Procedimiento

1. Pon 30 mL de agua en la taza de cerámica.
2. Inserta la bolsa de té en el agua y añade cinco tabletas de sulfato de hierro en la taza de cerámica.
3. Utiliza el horno de microondas para calentar la taza por 2 min. Retira la bolsita de té de la taza.
4. Coloca el filtro para café en el embudo, inserta el embudo en el vaso y vierte la mezcla de la taza en el filtro.
5. Coloca el vaso con la solución filtrada en el refrigerador por 15 min.
6. Retira el embudo y utiliza un pincel para escribir letras con la tinta en una hoja de papel blanco. Deja que el papel se seque.

Concluye y aplica

1. Identifica la fórmula molecular del compuesto en las tabletas de hierro que dan el color negro a la tinta.
2. Infiere el tipo de compuestos involucrados en esta reacción química.
3. Investiga cuál es el precipitado que se forma y da el color negro a la tinta.

LABORATORIO EN CASA Prevención de una reacción química

Pregunta del mundo real ¿Cómo se previene la reacción química que hace que las manzanas adquieran un color café?

Materiales sugeridos

Siete vasos de vidrio, iguales
una taza para medir, en unidades del sistema SI
tableta de vitamina C, de 100 mg
rodillo
manzana
cinta adhesiva
agua embotellada
papel encerado
toallas de papel
cuchillo de cocina
marcador permanente negro

Procedimiento

1. Coloca 200 mL de agua en cada vaso.
2. Etiqueta el vaso 1 con la leyenda sin vitamina C; el vaso 2, 100 mg, el vaso 3, 200 mg; el vaso 4, 500 mg; el vaso 5, 1 000 mg; el vaso 6, 2 000 mg, y el vaso 7, 300 mg.
3. Coloca una tableta de vitamina C de 100 mg entre dos hojas de papel encerado y utiliza un rodillo para pulverizar la pastilla.
4. Coloca el polvo en el vaso 2 y agita la mezcla vigorosamente.
5. Repite los pasos 3 y 4 para los vasos 3 a 7, utilizando la cantidad apropiada de vitamina C.
6. Corta siete pedazos, de igual tamaño, de la manzana y colócalos de inmediato uno en cada vaso.
7. Después de cinco minutos, retira los pedazos de manzana y colócalos en toallas de papel, cada uno frente al vaso en el que se estuvo remojando. Observa los pedazos de manzana cada 5 minutos durante 45 minutos.

Concluye y aplica

1. Describe los resultados de tu experimento.
2. Infiere por qué la vitamina C evita que las manzanas adquieran un color café.

LABORATORIO EN CASA

Comparación de tamaños de los orbitales

Pregunta del mundo real ¿Cómo se comparan los tamaños de los diferentes orbitales electrónicos?

Materiales sugeridos

regla con unidades métricas
una pieza de papel blanco de 3 m (o varias piezas pequeñas pegadas unas a otras con cinta adhesiva)
marcadores
cinta adhesiva

Procedimiento

1. Coloca el papel sobre una superficie plana.
2. Utiliza un marcador para dibujar una línea delgada de 3 cm de longitud en un extremo de la tira de papel.
3. Mide 1 cm de distancia de la línea y dibuja una segunda línea para representar el radio del núcleo de un átomo.
4. A partir de la primera línea, mide una distancia de 37 cm para representar el radio del primer orbital electrónico, 156 cm para representar el radio del segundo orbital, 186 cm para el tercer orbital, 227 cm para el cuarto orbital, 248 cm para representar el radio del quinto orbital y 265 cm para el radio del sexto orbital. Marca cada distancia con una nueva línea.
5. En tu papel, coloca una etiqueta en cada radio que indique el número apropiado de cada orbital.

Concluye y aplica

1. En promedio, el radio del núcleo de un átomo es 1×10^{-12} m. Calcula la escala que utilizaste para tu dibujo.
2. A partir de tu dibujo, infiere qué ocupa el mayor espacio en un átomo.

LABORATORIO EN CASA

Propiedades periódicas de los elementos

Pregunta del mundo real ¿Cómo difiere la solubilidad del yodo en diferentes líquidos?

Materiales sugeridos

jarra de vidrio con tapa (las jarras para alimento de bebé funcionan bien)
gotero
aceite mineral
tintura de yodo
agua
taza para medir
cuchara

Procedimiento

1. Pon agua en la jarra de vidrio hasta la mitad.
2. Añade 4 gotas de yodo al agua.
3. Asegura la tapa a la jarra y agítala vigorosamente hasta que la solución se torne de un color café claro.
4. Mide 15 mL de aceite mineral y viértelos dentro de la jarra.
5. Agita otra vez la jarra y deja reposar la solución por 5 minutos. Observa la mezcla.

Concluye y aplica

1. Describe la mezcla en la jarra después de que añadiste el aceite mineral y dejaste que la mezcla reposara por 5 minutos.
2. Infiere por qué el yodo se comportó de la manera en que lo hizo cuando añadiste el aceite mineral.
3. Infiere qué otros elementos o compuestos tendrán un comportamiento similar al del yodo. Explica tu respuesta.

LABORATORIO EN CASA Ruptura de enlaces covalentes

Pregunta del mundo real ¿Qué líquidos romperán los enlaces covalentes del poliestireno?

Materiales sugeridos

tazas de poliestireno o piezas de poliestireno para empacar
vaso grande de vidrio
taza para medir
quitaesmalte
alcohol para frotar
plato sopero
agua
aceite para cocinar

Procedimiento

1. Vierte 200 mL de agua en un vaso.
2. Pon una pieza de poliestireno en el agua y observa cómo reaccionan el poliestireno y el agua.
3. Lava el vaso muy bien y repite los pasos 1 y 2 utilizando aceite para cocinar, quitaesmalte y alcohol para frotar.
4. Añade varias piezas de poliestireno en cualquiera de los líquidos que reaccionen químicamente con el poliestireno y observa qué pasa con las piezas.

Concluye y aplica

1. Describe la reacción entre las piezas de poliestireno y cada uno de los cuatro líquidos.
2. Infiere por qué el poliestireno reaccionó de la manera que lo hizo con cada uno de los líquidos.

LABORATORIO EN CASA Estimación de temperaturas métricas

Pregunta del mundo real ¿Cómo se estiman diariamente las temperaturas métricas en Estados Unidos?

Materiales sugeridos

termómetro con una escala de unidades de temperatura en Fahrenheit (procura utilizar un termómetro que no tenga mercurio)
calculadora

Procedimiento

1. Crea una tabla de datos para anotar tus observaciones de temperatura y tus cálculos.
2. Coloca el termómetro con escala Fahrenheit en el exterior de tu casa en un lugar donde puedas verlo fácilmente desde una ventana o puerta.
3. Observa la temperatura del aire en grados Fahrenheit cada día durante dos semanas. Observa la temperatura en diferentes momentos del día.
4. Después de leer la temperatura en grados Fahrenheit cada día, estima, sin hacer cálculos, la temperatura en grados Celsius y kelvin.
5. Calcula la temperatura en grados Celsius.
6. Calcula la temperatura en kelvin.

Concluye y aplica

1. Compara qué tan bien pudiste estimar las temperaturas métricas cuando empezó la actividad con tu habilidad para estimarlas al final del laboratorio.
2. Infiere por qué muchos estadounidenses no pueden estimar temperaturas en grados Celsius.

LABORATORIO EN CASA Aplastado de latas

Pregunta del mundo real ¿Cómo se utiliza una lata de aluminio de un refresco para demostrar las leyes de los gases?

Materiales sugeridos

lata de aluminio de refresco (355 mL)
hornilla de estufa o parrilla
cacerola
guante para cosas calientes
tenazas largas
agua
recipiente de plástico, grande
tazón grande
taza para medir, con unidades del SI
reloj con segundero o cronómetro
hielo

Procedimiento

1. Llena la cacerola con agua y colócala en la hornilla de la estufa hasta que el agua hierva.
2. Llena el recipiente de plástico con agua fría y hielo.
3. Mide 25 mL de agua y ponla dentro de la lata de refresco.
4. Utiliza el guante para cosas calientes y las tenazas para sostener la lata justo sobre el agua hirviendo durante un minuto.
5. Rápidamente, invierte la lata de refresco y sumérgela bajo el agua fría, en el recipiente. Observa el resultado.

Concluye y aplica

1. Describe qué le sucedió a la lata cuando la sumergiste bajo el agua fría.
2. Explica por qué la lata se comportó en la manera que lo hizo, utilizando la ley de Charles y la ley de Boyle.
3. Compara la cantidad de energía cinética en las partículas del aire cuando tenías la lata sostenida sobre el agua hirviendo y cuando la lata estaba sumergida en agua fría.

LABORATORIO EN CASA Medición de moles de azúcar

Pregunta del mundo real ¿Cómo mides y calculas el número de moles en una muestra de azúcar?

Materiales sugeridos

azúcar
balanza de cocina
taza para medir
tazón pequeño
calculadora

Procedimiento

1. Mide la masa de un tazón pequeño.
2. Mide aproximadamente 100 mL de azúcar y ponla en el tazón.
3. Mide la masa del azúcar y el tazón, y calcula la masa de la muestra de azúcar.

Concluye y aplica

1. Investiga la fórmula química de la sacarosa (azúcar de mesa).
2. Calcula la masa molar de la sacarosa.
3. Calcula el número de moles en la muestra de azúcar.

LABORATORIO EN CASA Medición de capilaridad

Pregunta del mundo real ¿Cómo varía la altura de un menisco en recipientes con diferentes formas y anchos?

Materiales sugeridos

- vaso para medicina, de 30-mL
- botella de 750 mL con cuello estrecho
- goteros de 1-mL, 2-mL 5-mL
- vaso de vidrio
- tazón
- agua
- regla con unidades métricas

Procedimiento

1. Crea una tabla de datos para anotar tus resultados.
2. Mide el diámetro de todos los recipientes. Mide el ancho del cuello de la botella.
3. Succiona agua con un gotero de 5 mL hasta que esté lleno a la mitad.
4. Sostén el nivel de agua dentro del gotero y mide la altura del menisco que forma el agua.
5. Repite los pasos 3 y 4 utilizando los goteros de 2 mL y 1 mL.
6. Mide la altura de los meniscos que forma el agua en el vaso para medicina de 30 mL y en el cuello de la botella de 750 mL.

Concluye y aplica

1. Explica la relación que existe entre el recipiente y la altura del menisco.
2. Infiere qué otros factores, además del ancho del recipiente, pueden afectar la altura del menisco.
3. Infiere el ancho máximo que puede tener un recipiente para que el agua forme un menisco que se pueda medir fácilmente.

LABORATORIO EN CASA Prueba de lluvia ácida

Pregunta del mundo real ¿Hay lluvia ácida en tu zona?

Materiales sugeridos

- equipo para medir el pH de acuarios
- tubos de ensayo pequeños (del equipo para acuarios)
- recipientes de plástico, limpios

Procedimiento

1. Crea una tabla de datos para anotar tus resultados.
2. Coloca un contenedor que tenga una boca ancha en el exterior, en un lugar donde pueda recolectar lluvia. Coloca el recipiente lejos de árboles u otros objetos que puedan soltar residuos dentro del recipiente.
3. Utiliza el equipo para medir pH de acuarios para medir el pH de tu muestra de lluvia.
4. Colecta muestras de agua de corrientes de agua o ríos en tu zona y mide su pH.

Concluye y aplica

1. Investiga cuál es el pH de la lluvia normal.
2. Investiga cuál es el pH de la lluvia ácida.
3. Mide el pH del agua embotellada y compara su valor con el pH de tus muestras de agua.
4. Infiere si en tu zona hay un problema de lluvia ácida.

LABORATORIO EN CASA Prueba de amoniaco

Pregunta del mundo real ¿Qué sustancias elevan los niveles de amoniaco en las fuentes de agua?

Materiales sugeridos

- cuatro jarras de vidrio con tapa
- tazas para medir
- pollo crudo (6 onzas)
- agua
- equipo para prueba de amoniaco
- balanza de cocina
- cuchillo de cocina
- cinta adhesiva
- marcador de color negro

Procedimiento

1. Utiliza una balanza de cocina para medir piezas de 28 g (1 onza), 56 g (2 onzas) y 84 g (3 onzas) de pollo crudo.
2. Llena cada una de las cuatro jarras con 500 mL de agua.
3. No añadas nada a la primera jarra. Pon la pieza de 28 g de pollo crudo en la segunda jarra, la de 56 g en la tercera jarra y la de 84 g en la cuarta jarra. Etiqueta las jarras.
4. Crea una tabla de datos para anotar tus observaciones.
5. Mide la cantidad de amoniaco en cada muestra de agua cada día durante cinco días. También observa la claridad de cada muestra.

Concluye y aplica

1. Identifica los posibles errores que surjan del procedimiento de tu experimento.
2. Resume los resultados de tu experimento.
3. Infiere una causa común para explicar los niveles elevados de amoniaco en las fuentes de agua.

LABORATORIO EN CASA Prueba del poder oxidante del blanqueador

Pregunta del mundo real ¿Qué tan bien oxida el blanqueador a los compuestos que forman diferentes manchas?

Materiales sugeridos

- hisopos de algodón
- blanqueador
- mostaza
- puré de tomate
- pasto
- jugo de uva
- jugo de arándano
- gotero o popote
- mermelada de uva
- acceso a secadora de ropa
- prendas blancas de algodón
- guantes de látex o de plástico
- tazón
- brocha de cocina
- marcador permanente negro
- reloj con segundero o cronómetro

Procedimiento

1. Toma una muestra, del tamaño de un cacahuate, de puré de tomate y colócala en una parte de la prenda blanca. Con la brocha, esparce el puré de tomate para formar una mancha del tamaño de una moneda y etiqueta la mancha con el marcador permanente.
2. Lava bien la brocha y repite el paso 1 utilizando mostaza y mermelada de uva. Coloca las manchas una al lado de la otra.
3. Utiliza un gotero para hacer manchas del tamaño de una moneda de los jugos de uva y arándano, de forma que queden al lado de las otras tres manchas. Etiqueta cada mancha.
4. Coloca la prenda en una secadora de ropa hasta que las manchas se sequen.
5. Utilizando guantes y de manera cuidadosa, pon blanqueador en un tazón.
6. Sumerge un hisopo de algodón en el blanqueador y presiona la punta del hisopo contra la mancha de salsa de tomate por 15 s.
7. Repite el paso 6 para las otras manchas.

Concluye y aplica

1. Explica cómo el blanqueador remueve las manchas.
2. Describe la efectividad del blanqueador al oxidar los compuestos de las diferentes manchas que pusiste a prueba.
3. Infiere por qué el blanqueador oxidó mejor algunas manchas que otras.

LABORATORIO EN CASA Remoción de electrochapeado

Pregunta del mundo real ¿Cómo se remueve el electrochapeado de las cacerolas de aluminio?

Materiales sugeridos

- cacerola de aluminio que se haya tornado negra en el fondo
- agua
- limón
- cuchillo de cocina
- taza para medir
- hornilla de la estufa o plancha para cocinar

Procedimiento

1. Mide 500 mL de agua y colócalos en la cacerola.
2. Coloca la cacerola en una hornilla de la estufa y lleva el agua a ebullición.
3. Corta un limón en varios trozos grandes y añade los trozos a la cacerola con agua hirviendo.
4. Observa la reacción química que ocurre en el fondo de la cacerola.

Concluye y aplica

1. Describe los resultados de tu experimento.
2. Infiere por qué cambió la apariencia del fondo de la cacerola.

LABORATORIO EN CASA Comparación entre agua y alcohol

Pregunta del mundo real ¿Cómo se comparan las propiedades del agua y del alcohol?

Materiales sugeridos

- agua
- alcohol para frotar
- aceite vegetal
- tres tazas para medir con unidades del sistema SI
- tres vasos transparentes
- dos cubos de hielo
- varilla de agitación
- cuchara
- balanza de cocina
- cronómetro o reloj con segundero

Procedimiento

1. Crea una tabla de resultados donde puedas comparar las propiedades físicas del agua y del alcohol para frotar.
2. Compara el color y olor de ambos líquidos.
3. Mide las masas de volúmenes iguales de cada líquido y calcula la densidad de cada uno. Añade un cubo de hielo dentro de cada vaso y observa las diferencias de las densidades de los líquidos.
4. Mezcla 20 mL de agua con aceite y agita la mezcla. Haz lo mismo con alcohol y aceite.

Concluye y aplica

1. Describe qué sucede cuando se añade un cubo de hielo en cada líquido.
2. Infiere por qué el cubo de hielo se comportó de la manera que lo hizo en cada líquido.
3. Infiere qué pasaría si el agua y el alcohol se mezclan.
4. Elabora un resumen de las comparaciones entre los dos líquidos.

LABORATORIO EN CASA Conteo de nutrientes

Pregunta del mundo real ¿Qué porcentaje de la dieta diaria recomendada de grasas, carbohidratos y proteínas consumes cada día?

Materiales sugeridos

- tabla de información nutrimental
- paquetes de comida y bebidas que consumes durante una semana
- libro o guía de nutrición
- balanza de cocina

Procedimiento

1. Crea una tabla de datos para anotar la masa y el porcentaje de la dieta diaria recomendada de grasas, carbohidratos y proteínas que consumes cada día, durante una semana.
2. Después de cada comida o golosina, revisa la tabla de información nutrimental en el paquete de comida o en la guía de nutrición para contar el número de gramos de grasa, carbohidratos y proteínas que consumiste. Asegúrate de considerar cuántas porciones de cada comida o bebida consumiste.
3. Cuenta el porcentaje de la dieta diaria recomendada de grasas, carbohidratos y proteínas que consumiste cada día.
4. Cuenta los gramos de grasa, carbohidratos y proteínas que consumiste cada día durante una semana y calcula el promedio diario de cada nutriente.
5. Calcula el promedio diario del porcentaje de la dieta diaria recomendada de grasas, carbohidratos y proteínas que consumes.

Concluye y aplica

1. Compara tu consumo de grasa, carbohidratos y proteínas con las cantidades recomendadas al final de la tabla de información nutrimental.
2. Infiere si con este laboratorio puedes determinar si una persona tiene una dieta sana.
3. Infiere los cambios en tu dieta diaria que podrías considerar, basándote en los resultados de este laboratorio.

LABORATORIO EN CASA Observación de entropía

Pregunta del mundo real ¿Cómo es que los líquidos de uso doméstico entran en un estado de entropía?

Materiales sugeridos

- siete recipientes de vidrio, idénticos
- reloj con segundero o cronómetro
- agua
- miel de maíz
- alcohol para frotar
- taza para medir
- refresco de color claro o incoloro
- vinagre
- leche
- aceite para cocinar
- colorante vegetal

Procedimiento

1. Llena los recipientes idénticos con volúmenes iguales de siete líquidos diferentes. Coloca una etiqueta a cada recipiente.
2. Crea una tabla de datos para anotar tus observaciones y mediciones.
3. Rápidamente, coloca una gota de colorante vegetal en cada uno de los recipientes, mientras al mismo tiempo un amigo inicia un cronómetro.
4. Observa cómo se comporta el colorante vegetal en cada líquido. Mide qué tan rápido el colorante alcanza un estado de entropía total en cada líquido.

Concluye y aplica

1. Infiere la relación que existe entre la velocidad a la cual un líquido y el colorante llegan a un estado de entropía total y el tiempo que mediste en tu tabla de resultados.
2. Infiere por qué la velocidad de entropía varía en los diferentes líquidos.

LABORATORIO EN CASA Modelos de fusión

Pregunta del mundo real ¿Cómo se modelan las reacciones de fusión?

Materiales sugeridos

- 14 gomas de dulce de color rojo
- 12 gomas de dulce de color verde
- palillos
- papel blanco (9 hojas)
- marcador negro

Procedimiento

1. Dibuja una flecha larga en cada una de 3 hojas de papel. Dibuja un signo "más" en cada una de las 6 hojas restantes.
2. Conforme hagas tus modelos en los pasos siguientes, utiliza las gomas de dulce de color rojo para representar los protones y las gomas de dulce de color verde para representar los neutrones.
3. Construye un átomo de deuterio, un átomo de tritio y un átomo de helio. Utiliza tus tres modelos y añade un neutrón sólo para ejemplificar una reacción común de fusión.
4. Construye dos átomos de deuterio y un átomo de tritio. Utiliza tus modelos y un protón sólo para ejemplificar una segunda reacción de fusión.
5. Construye dos átomos de deuterio y un átomo de helio. Utiliza tus tres modelos y un neutrón sólo para ejemplificar una tercera reacción de fusión.

Concluye y aplica

1. Describe qué tienen en común las tres reacciones de fusión.
2. Investiga la abundancia natural de átomos de H-1 y de deuterio.
3. Infiere de tus modelos por qué las reacciones de fusión nuclear no generan desperdicios radiactivos.

Glosario / Glossary

Química en línea

En el sitio glencoe.com encontrarás un glosario de ciencia multilingüe que incluye los idiomas árabe, bengalí, chino, inglés, haitiano criollo, hmong, coreano, portugués, ruso, filipino, urdu y vietnamita.

Clave de pronunciación

Usa la siguiente clave para ayudarte a pronunciar las palabras del glosario.

a	back (BAK)
ay	day (DAY)
ah	father (FAH thur)
ow	flower (FLOW ur)
ar	car (CAR)
e	less (LES)
ee	leaf (LEEF)
ih	trip (TRIHP)
i (i+con+e)	idea, life (i DEE uh, life)
oh	go (GOH)
aw	soft (SAWFT)
or	orbit (OR but)
oy	coin (COYN)
oo	foot (FOOT)
ew	food (FEWD)
yoo	pure (PYOOR)
yew	few (FYEW)
uh	comma (CAHM uh)
u (+con)	rub (RUB)
sh	shelf (SHELF)
ch	nature (NAY chur)
g	gift (GIHFT)
j	gem (JEM)
ing	sing (SING)
zh	vision (VIHZH un)
k	cake (KAYK)
s	seed, cent (SEED, SENT)
z	zone, raise (ZOHN, RAYZ)

Cómo usar el glosario en español:
1. Busca el término en inglés que desees encontrar.
2. El término en español, junto con la definición, se encuentran en la columna de la izquierda.

A

Español	Inglés
ácido / acid: sustancia que produce iones hidronio cuando se disuelve en agua. (Cap. 14, pág. 483)	**acid:** a substance that produces hydronium ions when dissolved in water. (Chap. 14, p. 483)
ácido débil / weak acid: ácido en el cual casi todas sus moléculas permanecen como tales cuando se introduce en una solución acuosa. (Cap. 14, pág. 498)	**weak acid:** an acid in which almost all the molecules remain as molecules when placed into a water solution. (Chap. 14, p. 498)
ácido fuerte / strong acid: ácido que se ioniza completamente en agua; no existen moléculas de él en la solución acuosa. (Cap. 14, pág. 498)	**strong acid:** an acid that is completely ionized in water; no molecules exist in the water solution. (Chap. 14, p. 498)
ácido graso / fatty acid: ácido carboxílico de cadena larga. (Cap. 19, pág. 681)	**fatty acid:** a long-chain carboxylic acid. (Chap. 19, p. 681)
ácido nucleico / nucleic acid: polímero grande que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno así como nitrógeno y fósforo; se encuentra en todas las células vegetales y animales. (Cap. 19, pág. 685)	**nucleic acid:** a large polymer containing carbon, hydrogen, and oxygen, as well as nitrogen and phosphorus; found in all plant and animal cells. (Chap. 19, p. 685)
actínido / actinide: cualquiera de los elementos de la segunda serie de transición interna con número atómico de 90 a 103; todos son radiactivos. (Cap. 3, pág. 102)	**actinide:** any of the second series of inner transition elements with atomic numbers from 90 to 103; all are radioactive. (Chap. 3, p. 102)
ADN / DNA: ácido desoxirribonucleico. (Cap. 19, pág. 685)	**DNA:** deoxyribonucleic acid. (Chap. 19, p. 685)
aeróbico / aerobic: proceso metabólico que sólo ocurre en presencia de oxígeno. (Cap. 19, pág. 690)	**aerobic:** a metabolic process that takes place only in the presence of oxygen. (Chap. 19, p. 690)
agente oxidante / oxidizing agent: sustancia que gana electrones en una reacción redox. Es la sustancia que se reduce. (Cap. 16, pág. 562)	**oxidizing agent:** the substance that gains electrons in a redox reaction. It is the substance that is reduced. (Chap. 16, p. 562)

agente reductor / reducing agent: sustancia que pierde electrones en una reacción redox. Es la sustancia que se oxida. (Cap. 16, pág. 562)

alcano / alkane: hidrocarburo saturado formado sólo por átomos de carbono e hidrógeno unidos entre sí por medio de enlaces sencillos. (Cap. 18, pág. 623)

aleación / alloy: solución sólida que contiene metales diferentes y, en algunas ocasiones, sustancias no metálicas. (Cap. 1, pág. 23)

alótropo / allotrope: cualquiera de las dos o más moléculas de un solo elemento que tienen diferentes estructuras cristalinas o moleculares. (Cap. 5, pág. 173)

alqueno / alkene: hidrocarburo en el que uno o más dobles enlaces unen a los carbonos. (Cap. 18, pág. 630)

alquino / alkyne: hidrocarburo insaturado que contiene un triple enlace entre dos átomos de carbono. (Cap. 18, pág. 633)

aminoácido / amino acid: compuesto orgánico; monómero que forma proteínas. (Cap. 19, pág. 669)

amortiguador / buffer: solución que resiste cambios de pH cuando se le añaden cantidades moderadas de ácidos o bases. (Cap. 15, pág. 531)

anaeróbico / anaerobic: proceso metabólico que ocurre en ausencia de oxígeno. (Cap. 19, pág. 695)

anhídrido ácido / acidic anhydride: óxido no metálico que reacciona con agua para formar un ácido. (Cap. 14, pág. 493)

anhídrido básico / basic anhydride: óxido metálico que reacciona con agua para formar una base. (Cap. 14, pág. 493)

anhidro / anhydrous: compuesto al que se ha extraído toda el agua, generalmente por calentamiento. (Cap. 5, pág. 165)

anión / anion: ion negativo. (Cap. 17, pág. 588)

ánodo / anode: electrodo que acepta los electrones de los iones o átomos reactivos que están en solución. (Cap. 17, pág. 585)

ARN / RNA: ácido ribonucleico. (Cap. 19, pág. 688)

atmósfera estándar (atm)/ standard atmosphere (atm): presión que soporta una columna de mercurio de 760 milímetros de altura. (Cap. 11, pág. 376)

átomo / atom: la partícula más pequeña de un tipo de materia determinado. (Cap. 2, pág. 51)

ATP / ATP: trifosfato de adenosina, la molécula de almacenamiento de energía en las células. (Cap. 19, pág. 691)

reducing agent: the substance that loses electrons in a redox reaction. It is the substance that is oxidized. (Chap. 16, p. 562)

alkane: a saturated hydrocarbon that consists of only carbon and hydrogen atoms with single bonds between all the atoms. (Chap. 18, p. 623)

alloy: a solid solution containing different metals, and sometimes nonmetallic substances. (Chap. 1, p. 23)

allotrope: any of two or more molecules of a single element that have different crystalline or molecular structures. (Chap. 5, p. 173)

alkene: a hydrocarbon in which one or more double bonds link carbon atoms. (Chap. 18, p. 630)

alkyne: an unsaturated hydrocarbon that contains a triple bond between two carbon atoms. (Chap. 18, p. 633)

amino acid: an organic compound; a monomer that forms proteins. (Chap. 19, p. 669)

buffer: a solution that resists changes in pH when moderate amounts of acids or bases are added to it. (Chap. 15, p. 531)

anaerobic: a metabolic process that takes place in the absence of oxygen. (Chap. 19, p. 695)

acidic anhydride: a nonmetal oxide that reacts with water to form an acid. (Chap. 14, p. 493)

basic anhydride: a metal oxide that reacts with water to form a base. (Chap. 14, p. 493)

anhydrous: a compound in which all water has been removed, usually by heating. (Chap. 5, p. 165)

anion: a negative ion. (Chap. 17, p. 588)

anode: the electrode that takes electrons away from the reacting ions or atoms in solution. (Chap. 17, p. 585)

RNA: ribonucleic acid. (Chap. 19, p. 685)

standard atmosphere (aim): the pressure that supports a column of mercury 760 millimeters in height. (Chap. 11, p. 374)

atom: the smallest particle of a given type of matter. (Chap. 2, p. 51)

ATP: adenosine triphosphate, the energy storage molecule in cells. (Chap. 19, p. 691)

B

barómetro / barometer: instrumento que mide la presión ejercida por la atmósfera. (Cap. 11, pág. 374)

base / base: sustancia que produce iones hidróxido cuando se disuelve en agua. (Cap. 14, pág. 489)

barometer: an instrument that measures the pressure exerted by the atmosphere. (Chap. 11, p. 374)

base: a substance that produces hydroxide ions when it dissolves in water. (Chap. 14, p. 489)

base débil / weak base: base en la cual la mayoría de las moléculas no reaccionan con el agua para formar iones. (Cap. 14, pág. 500)

base fuerte / strong base: base que se disocia completamente en iones separados cuando se disuelve en agua. (Cap. 14, pág. 497)

bioquímica / biochemistry: estudio de la química de los organismos vivos. (Cap. 19, pág. 666)

weak base: a base in which most of the molecules do not react with water to form ions. (Chap. 14, p. 500)

strong base: a base that is completely dissociated into separate ions when dissolved in water. (Chap. 14, p. 497)

biochemistry: the study of the chemistry of living things. (Chap. 19, p. 666)

C

cadena de transporte de electrones / electron transport chain: liberación controlada de energía a partir de la glucosa mediante el movimiento paulatino de electrones hacia niveles energéticos más bajos. (Cap. 19, pág. 692)

calor / heat: energía transferida desde un objeto que tiene una mayor temperatura hacia otro con menor temperatura. (Cap. 20, pág. 704)

calor de evaporación / heat of vaporization: energía absorbida cuando un kilogramo de un líquido se evapora en su punto de ebullición normal. (Cap. 10, pág. 359)

calor de fusión / heat of fusion: energía liberada cuando un kilogramo de una sustancia se solidifica en su punto de congelación. (Cap. 10, pág. 362)

calor de solución / heat of solution: calor consumido o liberado en el proceso de disolución. (Cap. 13, pág. 460)

calor específico / specific heat: medida de la cantidad de calor requerido para elevar la temperatura de 1 gramo de una sustancia en 1°C. (Cap. 13, pág. 445)

caloría / calorie: el calor requerido para elevar 1°C la temperatura de 1 gramo de agua líquida. (Cap. 20, pág. 717)

Caloría / Calorie: una Caloría alimenticia (igual a 1 kilocaloría) es una medida que se usa para medir el valor energético de los alimentos. (Cap. 20, pág. 721)

cambio físico / physical change: cambio de la materia en el que no cambia su identidad. (Cap. 1, pág. 20)

cambio químico / chemical change: conversión de una o más sustancias en otras sustancias. (Cap. 1, pág. 38)

capilaridad / capillarity: el ascenso de un líquido en un tubo estrecho, algunas veces llamado acción capilar. (Cap. 13, pág. 444)

carbohidrato / carbohydrate: molécula orgánica que contiene los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno en una proporción aproximada de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno por cada átomo de carbono. (Cap. 19, pág. 673)

catalizador / catalyst: sustancia que aumenta la velocidad de una reacción, sin que se consuma durante la reacción. (Cap. 6, pág. 220)

catión / cation: ion positivo. (Cap. 17, pág. 588)

electron transport chain: the controlled release of energy from glucose by the step-by-step movement of electrons to lower energy levels. (Chap. 19, p. 692)

heat: the energy transferred from an object at high temperature to an object at lower temperature. (Chap. 20, p. 704)

heat of vaporization: the energy absorbed when one kilogram of a liquid vaporizes at its normal boiling point. (Chap. 10, p. 359)

heat of fusion: the energy released as one kilogram of a substance solidifies at its freezing point. (Chap. 10, p. 362)

heat of solution: the heat taken in or released in the dissolving process. (Chap. 13, p. 460)

specific heat: a measure of the amount of heat needed to raise the temperature of 1 gram of a substance 1°C. (Chap. 13, p. 445)

calorie: the heat required to raise the temperature of 1 gram of liquid water by 1°C. (Chap. 20, p. 717)

Calorie: a food Calorie, equal to 1 kilocalorie, used to measure the energy value of foods. (Chap. 20, p. 717)

physical change: a change in matter where its identity does not change. (Chap. 1, p. 20)

chemical change: the change of one or more substances into other substances. (Chap. 1, p. 38)

capillarity: the rising of a liquid in a narrow tube, sometimes called capillary action. (Chap. 13, p. 444)

carbohydrate: an organic molecule that contains the elements carbon, hydrogen, and oxygen in a ratio of about two hydrogen atoms and one oxygen atom for each carbon atom. (Chap. 19, p. 673)

catalyst: a substance that speeds up the rate of a reaction without being used up itself or permanently changed. (Chap. 6, p. 220)

cation: a positive ion. (Chap. 17, p. 588)

cátodo / cathode: electrodo que cede electrones a los iones o átomos reactivos que están en solución. (Cap. 17, pág. 585)

celda electrolítica / electrolytic cell: celda electroquímica en donde se lleva a cabo una electrólisis. (Cap. 17, pág. 600)

celda voltaica / voltaic cell: tipo de celda electroquímica que convierte la energía química en energía eléctrica por medio de una reacción redox espontánea. (Chap. 17, p. 585)

cero absoluto / absolute zero: equivale a cero en la escala Kelvin y representa la temperatura teórica más baja posible; los átomos están en el estado energético más bajo posible. (Cap. 10, pág. 347)

coeficiente / coefficient: número que se coloca antes de las partes de una ecuación química para indicar cuántas de ellas están involucradas; siempre es un número entero positivo. (Cap. 6, pág. 197)

coenzima / coenzyme: molécula orgánica que ayuda a una enzima en la catálisis de una reacción. (Cap. 19, pág. 688)

coloide / colloid: mezcla que contiene partículas distribuidas de manera uniforme en un medio dispersante y no se sedimentan con el tiempo. (Cap. 13, pág. 472)

combustible fósil / fossil fuel: combustible, como petróleo o gas natural, compuesto por hidrocarburos que provienen de plantas y otros organismos que vivieron hace millones de años. (Cap. 20, pág. 709)

combustión / combustion: nombre de una reacción en la cual una sustancia se combina con oxígeno para formar uno o más óxidos. (Cap. 6, pág. 206)

compuesto / compound: combinación química de dos o más elementos diferentes unidos entre sí en una proporción fija. (Cap. 1, pág. 28)

compuesto binario / binary compound: compuesto que sólo contiene dos elementos. (Cap. 5, pág. 153)

compuesto covalente / covalent compound: compuesto en el cual los átomos están unidos por enlaces covalentes. (Cap. 4, pág. 138)

compuesto inorgánico / inorganic compound: compuesto que no contiene carbono. (Cap. 5, pág. 178)

compuesto iónico / ionic compound: compuesto formado por iones. (Cap. 4, pág. 132)

compuesto orgánico / organic compound: compuesto que contiene carbono; existen algunas excepciones. (Cap. 5, pág. 178)

concentración / concentration: cantidad de una sustancia presente en una unidad de volumen. (Cap. 6, pág. 217)

condensación / condensation: proceso en el que las partículas gaseosas se juntan, es decir, se condensan, para formar un líquido o, en ocasiones, un sólido. (Cap. 10, pág. 354)

cathode: the electrode that brings electrons to the reacting ions or atoms in solution. (Chap. 17, p. 585)

electrolytic cell: the electrochemical cell in which electrolysis takes place. (Chap. 17, p. 600)

voltaic cell: a type of electrochemical cell that converts chemical energy into electrical energy by a spontaneous redox reaction. (Chap. 17, p. 585)

absolute zero: zero on the Kelvin scale, which represents the lowest possible theoretical temperature; atoms are all in the lowest possible energy state. (Chap. 10, p. 347)

coefficient: a number placed in front of the parts of a chemical equation to indicate how many are involved; always a positive whole number. (Chap. 6, p. 197)

coenzyme: an organic molecule that assists an enzyme in catalyzing a reaction. (Chap. 19, p. 688)

colloid: a mixture that contains particles that are evenly distributed through a dispersing medium and do not settle out over time. (Chap. 13, p. 472)

fossil fuel: a fuel such as oil or natural gas, comprised of hydrocarbons that are the remains of plants and other organisms that lived millions of years ago. (Chap. 20, p. 709)

combustion: term for a reaction in which a substance rapidly combines with oxygen to form one or more oxides. (Chap. 6, p. 206)

compound: a chemical combination of two or more different elements joined together in a fixed proportion. (Chap. 1, p. 28)

binary compound: a compound that contains only two elements. (Chap. 5, p. 153)

covalent compound: a compound whose atoms are held together by covalent bonds. (Chap. 4, p. 138)

inorganic compound: a compound that does not contain carbon. (Chap. 5, p. 178)

ionic compound: a compound comprised of ions. (Chap. 4, p. 132)

organic compound: a compound that contains carbon; a few exceptions exist. (Chap. 5, p. 178)

concentration: the amount of a substance present in a unit volume. (Chap. 6, p. 217)

condensation: the process where gaseous particles come together, that is, condense, to form a liquid or sometimes a solid. (Chap. 10, p. 354)

conductividad / conductivity: medida de la facilidad con que los electrones fluyen a través de un material, para producir una corriente eléctrica. (Cap. 9, pág. 311)

configuración de gas noble / noble gas configuration: estado que alcanza un átomo cuando logra tener la misma configuración electrónica de valencia que un átomo de un gas noble; la configuración más estable. (Cap. 4, pág. 130)

configuración electrónica / electron confuguration: la distribución más estable de los electrones en subniveles y orbitales. (Cap. 7, pág. 240)

corriente eléctrica / electrical current: flujo de electrones en una cierta dirección. (Cap. 17, pág. 584)

craqueo / craking: uso de un catalizador o de temperatura elevada en ausencia de aire para romper o reordenar hidrocarburos superiores. (Cap. 18, pág. 638)

cristal / crystal: arreglo tridimensional, repetitivo y regular de átomos, iones o moléculas. (Cap. 4, pág. 132)

cristal líquido / liquid crystal: material que, al fundirse, pierde su organización rígida sólo en una o dos dimensiones. (Cap. 10, pág. 345)

cruzamiento de enlaces / cross-linking: unión de varias cadenas de un polímero, lo que da mayor dureza al polímero. (Cap. 18, pág. 656)

cualitativo / qualitative: observación que no se basa en mediciones. (Cap. 1, pág. 14)

cuantitativo / quantitative: observación que se basa en mediciones. (Cap. 1, pág. 14)

conductivity: a measure of how easily electrons can flow through a material to produce an electrical current. (Chap. 9, p. 311)

noble gas configuration: the state of an atom achieved by having the same valence electron configuration as a noble gas atom; the most stable configuration. (Chap. 4, p. 130)

electron configuration: the most stable arrangement of electrons in sublevels and orbitals. (Chap. 7, p. 240)

electric current: the flow of electrons in a particular direction. (Chap. 17, p. 584)

cracking: the use of a catalyst or high temperatures in the absence of air to break down or rearrange large hydrocarbons. (Chap. 18, p. 638)

crystal: a regular, repeating arrangement of atoms, ions, or molecules in three dimensions. (Chap. 4, p. 132)

liquid crystal: a material that loses its rigid organization in only one or two dimensions when it melts. (Chap. 10, p. 345)

cross-linking: the linking together of many polymer chains, giving the polymer increased strength. (Chap. 18, p. 656)

qualitative: an observation made without measurement. (Chap. 1, p. 14)

quantitative: an observation made with measurement. (Chap. 1, p. 14)

D

delicuescente / deliquescent: sustancia que absorbe suficiente agua del aire como para disolverse completamente y formar una solución líquida. (Cap. 5, pág. 165)

densidad / density: cantidad de materia (masa) contenida en una unidad de volumen. (Cap. 1, pág. 34)

depositación / deposition: proceso de liberación de energía por el cual una sustancia cambia de gas o vapor a sólido sin antes convertirse en un líquido. (Cap. 10, pág. 354)

descomposición / decomposition: nombre que se aplica a una reacción en la que un compuesto se descompone en dos o más sustancias más simples. (Cap. 6, pág. 202)

desnaturalización / denaturation: nombre que se da al proceso de desdoblamiento de una proteína cuando se rompen las fuerzas que mantienen la forma de la cadena polipeptídica. (Cap. 19, pág. 671)

desplazamiento doble / double displacement: tipo de reacción en la que se intercambian las partes positivas y negativas de dos compuestos iónicos. Por lo menos uno de los productos debe ser agua o un precipitado. (Cap. 6, pág. 206)

desplazamiento simple / single displacement: tipo de reacción en la cual un elemento toma el lugar de otro en un compuesto. (Cap. 6, pág. 203)

deliquescent: a substance that takes up enough water from the air that it dissolves completely to a liquid solution. (Chap. 5, p. 165)

density: the amount of matter (mass) in a given unit volume. (Chap. 1, p. 34)

deposition: the energy-releasing process by which a substance changes from a gas or vapor to a solid without first becoming a liquid. (Chap. 10, p. 354)

decomposition: the name applied to a reaction where a compound breaks down into two or more simpler substances. (Chap. 6, p. 202)

denaturation: the name given to the process of unfolding of a protein when the forces holding the polypeptide chain in shape are broken. (Chap. 19, p. 671)

double displacement: a type of reaction in which the positive and negative portions of two ionic compounds are interchanged; at least one product must be water or a precipitate. (Chap. 6, p. 206)

single displacement: a type of reaction in which one element takes the place of another in a compound. (Chap. 6, p. 203)

destilación / distillation: método para separar sustancias de una mezcla mediante la evaporación de un líquido, seguida por la condensación de su vapor. (Cap. 5, pág. 168)

destilación fraccionada / fractional distillation: destilación de una mezcla mediante la repetición de ciclos de evaporación y condensación, para aumentar la eficiencia de la separación. (Cap. 18, pág. 637)

deuterio / deuterium: isótopo del hidrógeno con un número de masa 2. (Cap. 21, pág. 761)

diagrama de puntos de Lewis / Lewis dot diagram: esquema en el que se colocan puntos u otros símbolos pequeños alrededor del símbolo químico de un elemento, para indicar los electrones de valencia. (Cap. 2, pág. 77)

diferencia de potencial / potential difference: diferencia de la presión de los electrones en el cátodo (baja) y el ánodo (alta) en una celda electroquímica. (Cap. 17, pág. 586)

difusión / diffusion: proceso mediante el cual un gas entra en un recipiente y lo llena, o cuando las partículas de dos gases o líquidos se mezclan. (Cap. 10, pág. 349)

disociación / dissociation: proceso mediante el cual las partículas cargadas de un sólido iónico se separan unas de otras, principalmente cuando están en solución. (Cap. 13, pág. 452)

disolvente / solvent: sustancia que disuelve al soluto cuando se hace una solución. (Cap. 1, pág. 23)

doble enlace / double bond: enlace que se forma entre dos pares de electrones compartidos por dos átomos. (Cap. 9, pág. 319)

dúctil / ductile: propiedad de un metal que permite estirarlo para formar un alambre. (Cap. 9, pág. 311)

distillation: the method of separating substances in a mixture by evaporation of a liquid and subsequent condensation of its vapor. (Chap. 5, p. 168)

fractional distillation: the distillation of a mixture by the use of repeated vaporization-condensation cycles to increase the efficiency of separation. (Chap. 18, p. 637)

deuterium: the hydrogen isotope with a mass number of 2. (Chap. 21, p. 761)

Lewis dot diagram: a diagram in which dots or other small symbols are placed around the chemical symbol of an element to illustrate the valence electrons. (Chap. 2, p. 77)

potential difference: the difference in electron pressure at the cathode (low) and at the anode (high) in an electrochemical cell. (Chap. 17, p. 586)

diffusion: the process by which a gas enters a container and fills it, or when the particles of two gases or liquids mix together. (Chap. 10, p. 349)

dissociation: the process by which the charged particles in an ionic solid separate from one another, primarily when going into solution. (Chap. 13, p. 452)

solvent: the substance that dissolves the solute when making a solution. (Chap. 1, p. 23)

double bond: a bond formed by the sharing of two pairs of electrons between two atoms. (Chap. 9, p. 319)

ductile: property of a metal that means it can easily be drawn into a wire. (Chap. 9, p. 311)

E

ecuación iónica / ionic equation: ecuación en la cual las sustancias que existen principalmente como iones en solución se muestran como iones. (Cap. 15, pág. 518)

ecuación iónica neta / net ionic equation: ecuación que resulta cuando se eliminan los iones comunes a ambos lados de una ecuación, por lo general iónica. (Cap. 15, pág. 520)

efecto de pantalla / shielding effect: tendencia de los electrones de los niveles energéticos internos a bloquear la atracción del núcleo hacia los electrones de valencia. (Cap. 9, pág. 304)

efecto Tyndall / Tyndall effect: efecto de dispersión que ocurre cuando la luz pasa a través de un coloide. (Cap. 13, pág. 472)

electrólisis / elecrolysis: proceso en el cual la energía eléctrica es la causa de que ocurra una reacción química no espontánea. (Cap. 17, pág. 600)

electrólito / electrolyte: cualquier compuesto que conduce la electricidad cuando se funde o se disuelve en agua. (Cap. 4, pág. 142)

ionic equation: an equation in which substances that primarily exist as ions in solution are shown as ions. (Chap. 15, p. 518)

net ionic equation: the equation that results when ions common to both sides of the equation are removed, usually from an ionic equation. (Chap. 15, p. 520)

shielding effect: the tendency for the electrons in the inner energy levels to block the attraction of the nucleus for the valence electrons. (Chap. 9, p. 302)

Tyndall effect: the scattering effect caused when light passes through a colloid. (Chap. 13, p. 472)

electrolysis: the process in which electrical energy causes a non-spontaneous chemical reaction to occur. (Chap. 17, p. 600)

electrolyte: any compound that conducts electricity when melted or dissolved in water. (Chap. 4, p. 142)

electrón / electron: partícula con carga negativa. (Cap. 2, pág. 59)

electrón de valencia / valence electron: electrón del nivel energético más externo de un átomo. (Cap. 2, pág. 76)

electronegatividad / electronegativity: medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace. (Cap. 9, pág. 301)

elemento / element: sustancia que no se puede descomponer en sustancias más simples. (Cap. 1, pág. 24)

elemento de transición / transition element: cualquier elemento metálico situado en los grupos 3 al 12 de la tabla periódica. (Cap. 3, pág. 101)

elemento de transición interna / inner transition element: cualquiera de los elementos que se encuentran en las dos filas de elementos localizados abajo del cuerpo principal de la tabla periódica; los lantánidos y los actínidos. (Cap. 7, pág. 248)

elemento molecular / molecular element: molécula que se forma cuando se unen átomos de un mismo elemento. (Cap. 5, pág. 172)

endotérmica / endothermic: reacción química que absorbe energía. (Cap. 1, pág. 41)

energía / energy: capacidad de hacer trabajo. (Cap. 1, pág. 40)

energía de activación / activation energy: cantidad de energía que deben tener las partículas cuando chocan en una reacción para que ésta ocurra. (Cap. 6, pág. 216)

enlace covalente / covalent bond: atracción de dos átomos por un par de electrones compartido. (Cap. 4, pág. 138)

enlace covalente polar / polar covalent bond: enlace en el que los electrones se comparten en forma desigual; en este tipo de enlace existe algún grado de carácter iónico. (Cap. 9, pág. 308)

enlace iónico / ionic bond: gran fuerza de atracción entre iones de carga opuesta. (Cap. 4, pág. 132)

enlace metálico / metallic bond: enlace que resulta cuando los átomos de un metal ceden sus electrones de valencia a una nube electrónica compartida por todos los átomos del metal. (Cap. 9, pág. 311)

entropía / entropy: término utilizado para describir y medir el grado de desorden en un proceso. (Cap. 20, pág. 713)

enzima / enzyme: catalizador biológico. (Cap. 6, pág. 220)

equilibrio / equilibrium: término que se usa para designar un sistema en el que no ocurre un cambio neto en la cantidad de reactivos o productos. (Cap. 6, pág. 209)

equilibrio dinámico / dynamic equilibrium: término que describe un sistema en el que ocurren reacciones opuestas, a la misma velocidad. (Cap. 6, pág. 209)

escala Kelvin / Kelvin scale: escala de temperatura definida de tal forma que la temperatura de una sustancia es directamente proporcional a la energía cinética media de las partículas y el cero de la escala corresponde a una energía cinética de cero. (Cap. 10, pág. 347)

electron: negatively charged particle. (Chap. 2, p. 59)

valence electron: an electron in the outermost energy level of an atom. (Chap. 2, p. 76)

electronegativity: the measure of the ability of an atom in a bond to attract electrons. (Chap. 9, p. 301)

element: a substance that cannot be broken down into simpler substances. (Chap. 1, p. 24)

transition element: any of the elements in groups 3 through 12 of the periodic table, all of which are metals. (Chap. 3, p. 101)

inner transition element: one of the elements in the two rows of elements below the main body of the periodic table; the lanthanides and the actinides. (Chap. 7, p. 248)

molecular element: a molecule formed when atoms of the same element bond together. (Chap. 5, p. 172)

endothermic: chemical reaction that absorbs energy. (Chap. 1, p. 41)

energy: the capacity to do work. (Chap. 1, p. 40)

activation energy: the amount of energy the particles in a reaction must nave when they collide for the reaction to occur. (Chap. 6, p. 216)

covalent bond: the attraction of two atoms for a shared pair of electrons. (Chap. 4, p. 138)

polar covalent bond: a bond where the electrons are shared unequally; there is some degree of ionic character to this type of bond. (Chap. 9, p. 308)

ionic bond: the strong attractive force between ions of opposite charge. (Chap. 4, p. 132)

metallic bond: the bond that results when metal atoms release their valence electrons to a pool of electrons shared by all the metal atoms. (Chap. 9, p. 311)

entropy: term used to describe and measure the degree of disorder in a process. (Chap. 20, p. 713)

enzyme: a biological catalyst. (Chap. 6, p. 220)

equilibrium: term for a system where no net change occurs in the amount of reactants or products. (Chap. 6, p. 209)

dynamic equilibrium: term describing a system in which opposite reactions are taking place at the same rate. (Chap. 6, p. 209)

Kelvin scale: the temperature scale defined so that temperature of a substance is directly proportional to the average kinetic energy of the particles and so that zero on the scale corresponds to zero kinetic energy. (Chap. 10, p. 347)

espectro de emisión / emission spectrum: espectro de la luz liberada por los átomos excitados de un elemento. (Cap. 2, pág. 72)

espectro electromagnético / electromagnetic spectrum: intervalo completo de la radiación electromagnética. (Cap. 2, pág. 69)

estequiometría / stoichiometry: estudio de las relaciones entre cantidades mensurables, tales como masa y volumen y el número de átomos en reacciones químicas. (Cap. 12, pág. 404)

esteroide / steroid: lípido con una estructura distintiva de cuatro anillos. (Cap. 19, pág. 682)

evaporación / evaporation: proceso por el cual las partículas de un líquido forman un gas al escapar de la superficie del líquido. (Cap. 10, pág. 350)

exotérmica / exothermic: reacción química que libera energía. (Cap. 1, pág. 40)

experimento / experiment: conjunto de observaciones controladas que comprueban una hipótesis. (Cap. 2, pág. 57)

emission spectrum: the spectrum of light released from excited atoms of an element. (Chap. 2, p. 72)

electromagnetic spectrum: the whole range of electromagnetic radiation. (Chap. 2, p. 69)

stoichiometry: the study of relationships between measurable quantities, such as mass and volume, and the number of atoms in chemical reactions. (Chap. 12, p. 404)

steroid: a lipid with a distinctive four-ring structure. (Chap. 19, p. 682)

evaporation: the process by which particles of a liquid form a gas by escaping from the liquid surface. (Chap. 10, p. 350)

exothermic: chemical reaction that gives off energy. (Chap. 1, p. 40)

experiment: a set of controlled observations that test a hypothesis (Chap. 2, p. 57)

F

familia / family: véase grupo. (Cap. 3, pág. 94)

fermentación / fermentation: proceso anaeróbico en el cual se genera energía a partir de glucosa. (Cap. 19, pág. 695)

fisión nuclear / nuclear fission: proceso en el que un núcleo atómico se separa en dos o más fragmentos grandes. (Cap. 21, pág. 757)

fórmula / formula: combinación de símbolos químicos que muestra qué elementos forman un compuesto y el número de átomos de cada elemento. (Cap. 1, pág. 31)

fórmula empírica / empirical formula: fórmula de un compuesto que tiene la menor proporción de átomos del compuesto, expresada en números enteros. (Cap. 12, pág. 426)

fotosíntesis / photosynthesis: proceso usado por ciertos organismos para captar energía solar. (Cap. 20, pág. 729)

fuerzas interpartícula / interparticle forces: fuerzas de cohesión entre las partículas que forman una sustancia. (Cap. 4, pág. 142)

fusión nuclear / nuclear fusion: proceso en el que dos o más núcleos se combinan para formar un núcleo más grande. (Cap. 21, pág. 760)

family: see group. (Chap. 3, p. 94)

fermentation: the anaerobic process of generating energy from glucose. (Chap. 19, p. 695)

nuclear fission: the process in which an atomic nucleus splits into two or more large fragments. (Chap. 21, p. 757)

formula: a combination of chemical symbols that show what elements make up a compound and the number of atoms of each element. (Chap. 1, p. 31)

empirical formula: the formula of a compound having the smallest whole-number ratio of atoms in the compound. (Chap. 12, p. 426)

photosynthesis: the process used by certain organisms to capture energy from the sun. (Chap. 20, p. 729)

interparticle forces: the forces between the particles that make up a substance. (Chap. 4, p. 142)

nuclear fusion: the process in which two or more nuclei combine to form a larger nucleus. (Chap. 21, p. 760)

G

gas / gas: sustancia fluida y compresible, que no tiene un volumen ni una forma definidos. (Cap. 10, pág. 339)

gas ideal / ideal gas: gas en el que las partículas sufren colisiones elásticas. (Cap. 10, pág. 341)

gas noble / noble gas: cualquiera de los elementos del grupo 18 que tiene completos los electrones de valencia y por lo tanto no es reactivo. (Cap. 3, pág. 94)

gas: a flowing, compressible substance with no definite volume or shape. (Chap. 10, p. 339)

ideal gas: a gas in which the particles undergo elastic collisions. (Chap. 10, p. 341)

noble gas: an element from group 18 that has a full complement of valence electrons and as such is unreactive. (Chap. 3, p. 94)

gray / gray: unidad que se usa para medir la dosis de radiación recibida. (Cap. 21, pág. 769)

grupo / group: elementos de una columna vertical de la tabla periódica. (Cap. 3, pág. 94)

grupo funcional / functional group: la parte de una molécula que es, en gran medida, responsable del comportamiento químico de la molécula. (Cap. 18, pág. 640)

gray: the unit used to measure a received dose of radiation. (Chap. 21, p. 769)

group: the elements in a vertical column of the periodic table. (Chap. 3, p. 94)

functional group: the part of a molecule that is largely responsible for the chemical behavior of the molecule. (Chap. 18, p. 640)

H

halógeno / halogen: cualquiera de los elementos del grupo 17: flúor, cloro, bromo, yodo, ástato. (Cap. 8, pág. 276)

hidrato / hydrate: compuesto en el que existe una proporción específica entre agua y el compuesto iónico. (Cap. 5, pág. 164)

hidrocarburo / hydrocarbon: compuesto orgánico cuyos únicos componentes son hidrógeno y carbono. (Cap. 5, pág. 180)

hidrocarburo aromático / aromatic hydrocarbon: compuesto que tiene un anillo de benceno o el tipo de enlaces del benceno; la mayoría tiene un olor característico. (Cap. 18, pág. 636)

hidrocarburo insaturado / unsaturated hydrocarbon: hidrocarburo que tiene uno o más dobles o triples enlaces entre átomos de carbono. (Cap. 18, pág. 629)

hidrocarburo saturado / saturated hydrocarbon: hidrocarburo con todos los átomos de carbono unidos entre sí mediante enlaces sencillos. (Cap. 18, pág. 623)

hidrocarburo sustituido / substituted hydrocarbon: compuesto que tiene la misma estructura que un hidrocarburo, excepto que otros átomos reemplazan parte del hidrocarburo. (Cap. 18, pág. 640)

hidrógeno ácido / acidic hydrogen: en un ácido, es cualquier hidrógeno que puede transferirse al agua. (Cap. 14, pág. 484)

higroscópica / hygroscopic: sustancia que absorbe moléculas de agua del aire y se convierte en un hidrato. (Cap. 5, pág. 165)

hipótesis / hypothesis: predicción para explicar observaciones que puede comprobarse. (Cap. 2, pág. 57)

hormona / hormone: molécula señal que indica a una célula si debe empezar o detener una reacción. (Cap. 19, pág. 690)

halogen: any element from Group 17: fluorine, chlorine, bromine, iodine, astatine. (Chap. 8, p. 276)

hydrate: a compound in which there is a specific ratio of water to ionic compound. (Chap. 5, p. 164)

hydrocarbon: an organic compound that consists of only hydrogen and carbon. (Chap. 5, p. 180)

aromatic hydrocarbon: a compound that has a benzene ring or the type of bonding exhibited by benzene; most have distinct odors. (Chap. 18, p. 636)

unsaturated hydrocarbon: a hydrocarbon that has one or more double or triple bonds between carbon atoms. (Chap. 18, p. 629)

saturated hydrocarbon: a hydrocarbon with all the carbon atoms connected to each other by single bonds. (Chap. 18, p. 623)

substituted hydrocarbon: a compound that has the same structure as a hydrocarbon, except that other atoms are substituted for part of the hydrocarbon. (Chap. 18, p. 640)

acidic hydrogen: in an acid, any hydrogen that can be transferred to water. (Chap. 14, p. 484)

hygroscopic: a substance that absorbs water molecules from the air to become a hydrate. (Chap. 5, p. 165)

hypothesis: a prediction that can be tested to explain observations. (Chap. 2, p. 57)

hormone: a signal molecule that tells cells whether to start or stop a reaction. (Chap. 19, p. 690)

I

inhibidor / inhibitor: sustancia que hace más lenta una reacción. (Cap. 6, pág. 221)

insoluble / insoluble: término que describe un compuesto que no se disuelve en un líquido. (Cap. 6, pág. 213)

ion / ion: átomo o grupo de átomos combinados que tiene(n) una carga como consecuencia de la pérdida o ganancia de electrones. (Cap. 4, pág. 132)

inhibitor: a substance that slows down a reaction. (Chap. 6, p. 221)

insoluble: term describing a compound that does not dissolve in a liquid. (Chap. 6, p. 213)

ion: an atom or group of combined atoms that has a charge because of the loss or gain of electrons. (Chap. 4, p. 132)

ion espectador / spectator ion: ion que está presente en una solución pero no participa en una reacción. (Cap. 15, pág. 520)

ion hidronio / hydronium ion: ion hidrógeno unido a una molécula de agua. (Cap. 14, pág. 483)

ion poliatómico / polyatomic ion: ion que consta de dos o más elementos diferentes. (Cap. 5, pág. 156)

ionización / ionization: proceso por el cual se forman iones a partir de compuestos covalentes. (Cap. 14, pág. 488)

isómero / isomer: compuesto con una estructura diferente a la de otro compuesto que tiene la misma fórmula. (Cap. 18, pág. 627)

isótopo / isotope: cualquiera de los dos o más átomos de un mismo elemento que son químicamente iguales pero tienen masas diferentes. (Cap. 2, pág. 60)

spectator ion: an ion that is present in solution but does not participate in the reaction. (Chap. 15, p. 520)

hydronium ion: a hydrogen ion attached to a water molecule. (Chap. 14, p. 483)

polyatomic ion: an ion that consists of two or more different elements. (Chap. 5, p. 156)

ionization: the process where ions form from a covalent compound. (Chap. 14, p. 488)

isomer: a compound with a structure different from another compound with the same formula. (Chap. 18, p. 627)

isotope: any of two or more atoms of an element that are chemically alike but have different masses. (Chap. 2, p. 60)

J

joule / joule: unidad de energía del SI; cantidad de energía requerida para elevar una masa de un kilogramo un metro, en contra de la fuerza de gravedad. (Cap. 10, pág. 358)

joule: the SI unit of energy; the energy required to lift a one-newton weight one meter against the force of gravity. (Chap. 10, p. 358)

K

kelvin (K) / kelvin (K): cada una de las divisiones de la escala Kelvin; unidad de temperatura del SI. (Cap. 10, pág. 347)

kilocaloría / kilocalorie: unidad igual a 1 000 calorías. (Cap. 20, pág. 717)

kilopascal (kPa) / kilopascal (kPa): 1 000 pascales. (Cap. 11, pág. 376)

kelvin (K): a division on the Kelvin scale; the SI unit of temperature. (Chap. 10, p. 347)

kilocalorie: a unit equal to 1000 calories. (Chap. 20, p. 717)

kilopascal (kPa): 1000 pascals. (Chap. 11, p. 376)

L

lantánido / lanthanide: cualquiera de los elementos de la primera serie de transición interna, con números atómicos del 58 al 71. (Cap. 3, pág. 102)

ley científica / scientific law: hecho de la naturaleza que se observa con tanta frecuencia que se acepta como verdad. (Cap. 2, pág. 57)

ley combinada de los gases / combined gas law: combinación de la ley de Boyle y la ley de Charles. (Cap. 11, pág. 393)

ley de Boyle / Boyle's law: a temperatura constante, el volumen y la presión de un gas son inversamente proporcionales. (Cap. 11, pág. 381)

ley de Charles / Charles's law: a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura Kelvin. (Cap. 11, pág. 390)

ley de la conservación de la energía / law of conservation of energy: la energía no se crea ni se destruye durante un cambio químico, sino que cambia de un tipo a otro. (Cap. 20, pág. 707)

lanthanide: one of the first series of inner transition elements with atomic numbers 58 to 71. (Chap. 3, p. 102)

scientific law: a fact of nature that is observed so often that it is accepted as the truth. (Chap. 2, p. 57)

combined gas law: the combination of Boyle's law and Charles's law. (Chap. 11, p. 393)

Boyle's law: at a constant temperature, the volume and pressure of a gas are inversely proportional. (Chap. 11, p. 381)

Charles's law: at constant pressure, the volume of a gas is directly proportional to its Kelvin temperature. (Chap. 11, p. 390)

law of conservation of energy: statement that energy is neither created nor destroyed in a chemical change, but is simply changed from one form to another. (Chap. 20, p. 707)

ley de la conservación de la masa / law of conservation of mass: durante un cambio químico, la materia no se crea ni se destruye. (Cap. 1, pág. 40)

ley de las proporciones definidas / law of definite proportions: los elementos que forman un compuesto están siempre en una cierta proporción de masa. (Cap. 2, pág. 52)

ley de los gases ideales / ideal gas law: ecuación que expresa la relación exacta entre la presión P, el volumen V, la temperatura T y el número de partículas n de un gas. PV = nRT. (Cap. 12, pág. 418)

ley de los volúmenes de gases combinados / law of combining gas volumes: a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases se combinan o se descomponen en proporciones de números enteros pequeños. (Cap. 11, pág. 394)

ley periódica / periodic law: las propiedades físicas y químicas de los elementos se repiten siguiendo un patrón regular cuando se ordenan en forma creciente según su número atómico. (Cap. 3, pág. 92)

lípido / lipid: compuesto biológico que contiene proporción grande de enlaces C—H y menos oxígeno que un carbohidrato; por lo común se les llama grasas o aceites. (Cap. 19, pág. 681)

líquido / liquid: sustancia fluida con volumen definido pero forma indefinida. (Cap. 10, pág. 338)

law of conservation of mass: in a chemical change, matter is neither created nor destroyed. (Chap. 1, p. 40)

law of definite proportions: the principle that the elements that comprise a compound are always in a certain proportion by mass. (Chap. 2, p. 52)

ideal gas law: the equation that expresses exactly how pressure P, volume V, temperature T, and the number of particles n of a gas are related. PV = nRT! (Chap. 12, p. 418)

law of combining gas volumes: the observation that at the same temperature and pressure, volumes of gases combine or decompose in ratios of small whole numbers. (Chap. 11, p. 394)

periodic law: the statement that the physical and chemical properties of the elements repeat in a regular pattern when they are arranged in order of increasing atomic number. (Chap. 3, p. 92)

lipid: a biological compound that contains a large proportion of C—H bonds and less oxygen than in a carbohydrate; commonly called fats and oils. (Chap. 19, p. 681)

liquid: a flowing substance with a definite volume but an indefinite shape. (Chap, 10, p. 338)

M

maleable / malleable: propiedad de un metal que significa que se puede aplanar o enrollar en hojas delgadas (Cap. 9, pág. 311)

masa / mass: medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo. (Cap. 1, pág. 4)

masa fórmula / formula mass: masa, en unidades de masa atómica, de una unidad fórmula de un compuesto iónico. (Cap. 12, pág. 408)

masa molar / molar mass: masa de un mol de una sustancia pura. (Cap. 12, pág. 407)

masa molecular / molecular mass: masa, en unidades de masa atómica, de una molécula de un compuesto covalente. (Cap. 12, pág. 408)

materia / matter: todo aquello que ocupa un espacio y tiene masa. (Cap. 1, pág. 4)

metabolismo / metabolism: nombre que se da a la suma de todas las reacciones químicas necesarias para la vida de un organismo. (Cap. 19, pág. 689)

metal / metal: elemento que tiene brillo, conduce calor y electricidad y por lo general se dobla sin romperse. (Cap. 3, pág. 101)

metal alcalino / alkali metal: cualquiera de los elementos del grupo 1: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio. (Cap. 8, pág. 261)

malleable: property of a metal meaning it can be pounded or rolled into thin sheets. (Chap. 9, p. 311)

mass: the measure of the amount of matter an object contains. (Chap. 1, p. 4)

formula mass: the mass in atomic mass units of one formula unit of an ionic compound. (Chap. 12, p. 408)

molar mass: the mass of one mole of a pure substance. (Chap. 12, p. 407)

molecular mass: the mass in atomic mass units of one molecule of a covalent compound. (Chap. 12, p. 408)

matter: anything that takes up space and has mass. (Chap. 1, p. 4)

metabolism: name given to the sum of all the chemical reactions necessary for the life of an organism. (Chap. 19, p. 689)

metal: an element that has luster, conducts heat and electricity, and usually bends without breaking. (Chap. 3, p. 101)

alkali metal: any element from Group 1: lithium, sodium, potassium, rubidium, cesium, francium. (Chap. 8, p. 261)

Glosario / Glossary

metal alcalinotérreo / alkaline earth metal: cualquiera de los elementos del grupo 2: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario. (Cap. 8, pág. 264)

metaloide / metalloid: elemento que comparte algunas propiedades físicas y químicas de los metales y otras de los no metales. (Cap. 3, pág. 103)

método científico / scientific method: procedimiento sistemático usado en el estudio científico; proceso organizado usado por los científicos para hacer investigaciones y verificar el trabajo de otros. (Cap. 2, pág. 57)

mezcla / mixture: combinación de dos o más sustancias en la cual la identidad básica de cada sustancia no se altera. (Cap. 1, pág. 16)

modelo científico / scientific model: un diseño pensado, construido para experimentación, que ayuda a entender y explicar observaciones macroscópicas. (Cap. 1, pág. 9)

modelo de Brønsted-Lowry / Brønsted-Lowry model: modelo de ácidos y bases en el cual un ácido es un donador de iones hidrógeno y una base es un receptor de iones hidrógeno. (Cap. 15, pág. 526)

mol / mole: unidad que se usa para contar el número de átomos, moléculas o unidades fórmula de las sustancias. (Cap. 12, pág. 405)

molécula / molecule: grupo sin carga de dos o más átomos unidos entre sí por medio de enlaces covalentes. (Cap. 4, pág. 138)

molécula polar / polar molecule: molécula con un polo positivo y otro negativo, debido a la distribución de los enlaces polares; también se le llama dipolo. (Cap. 9, pág. 329)

monómero / monomer: unidad pequeña e individual que forma un polímero. (Cap. 18, pág. 647)

movimiento browniano / Brownian motion: movimiento constante y aleatorio de pedazos de materia diminutos. (Cap. 10, pág. 339)

alkaline earth metal: any element from Group 2: beryllium, magnesium, calcium, strontium, barium. (Chap. 8, p. 264)

metalloid: an element with some physical and chemical properties of metals and other properties of nonmetals. (Chap. 3, p. 103)

scientific method: a systematic approach used in scientific study; an organized process used by scientists to do research and to verify the work of others. (Chap. 2, p. 57)

mixture: a combination of two or more substances in which the basic identity of each substance is not changed. (Chap. 1, p. 16)

scientific model: a thinking device, built on experimentation, that helps us understand and explain macroscopic observations. (Chap. 1, p. 9)

Brønsted-Lowry model: a model of acids and bases in which an acid is a hydrogen-ion donor and a base is a hydrogen-ion acceptor. (Chap. 15, p. 526)

mole: the unit used to count numbers of atoms, molecules, or formula units of substances. (Chap. 12, p. 405)

molecule: an uncharged group of two or more atoms held together by covalent bonds. (Chap. 4, p. 138)

polar molecule: a molecule that has a positive pole and a negative pole because of the arrangement of the polar bonds; also called a dipole. (Chap. 9, p. 329)

monomer: the individual, small units that make up a polymer. (Chap. 18, p. 647)

Brownian motion: the constant, random motion of tiny chunks of matter. (Chap. 10, p. 339)

N

neutrón / neutron: partícula subatómica con masa igual a la de un protón, pero sin carga eléctrica. (Cap. 2, pág. 60)

nivel energético / energy level: regiones del espacio en las que los electrones se mueven alrededor del núcleo atómico. (Cap. 2, pág. 73)

no metal / nonmetal: elemento que por lo general no conduce electricidad, es un mal conductor de calor y es quebradizo en estado sólido. Muchos son gases a temperatura ambiente. (Cap. 3, pág. 103)

nube electrónica / electron cloud: espacio alrededor del núcleo atómico donde se encuentran los electrones del átomo. (Cap. 2, pág. 75)

núcleo / nucleus: parte central de un átomo, pequeña, densa y con carga positiva. (Cap. 2, pág. 63)

neutron: a subatomic particle with a mass equal to a proton but with no electrical charge. (Chap. 2, p. 60)

energy level: the regions of space in which electrons can move about the nucleus of an atom. (Chap. 2, p. 73)

nonmetal: an element that in general does not conduct electricity, is a poor conductor of heat, and is brittle when solid. Many are gases at room temperature. (Chap. 3, p. 103)

electron cloud: the space around the nucleus of an atom where the atoms electrons are found. (Chap. 2, p. 75)

nucleus: the small, dense, positively charged central core of an atom. (Chap. 2, p. 63)

nucleótido / nucleotide: bloques de construcción de los ácidos nucleicos; cada uno está compuesto por un azúcar simple, un grupo fosfato y una base nitrogenada. (Cap. 19, pág. 685)

número atómico / atomic number: número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. (Cap. 2, pág. 64)

número de Avogadro / Avogadro number: número de partículas en un mol de una cierta sustancia, específicamente 6.02 × 1023. (Cap. 12, pág. 405)

número de masa / mass number: suma de los neutrones y protones del núcleo atómico. (Cap. 2, pág. 64)

número de oxidación / oxidation number: carga positiva o negativa de un ion o de un elemento. (Cap. 5, pág. 155)

nucleotide: the building blocks of nucleic acids; each consists of a simple sugar, a phosphate group, and a nitrogen-containing base. (Chap. 19, p. 685)

atomic number: the number of protons in the nucleus of an atom of an element. (Chap. 2, p. 64)

Avogadro number: the number of things in one mole of a substance, specifically 6.02 × 1023. (Chap. 12, p. 405)

mass number: the sum of the neutrons and protons in the nucleus of an atom. (Chap. 2, p. 64)

oxidation number: the charge on an ion or an element; can be positive or negative. (Chap. 5, p. 155)

O

orbital / orbital: espacio en el cual hay una probabilidad alta de encontrar un electrón. (Cap. 7, pág. 239)

ósmosis / osmosis: flujo de moléculas de solvente a través de una membrana permeable selectiva, que ocurre debido a una diferencia de concentraciones. (Cap. 13, pág. 467)

oxidación / oxidation: reacción en la cual un elemento pierde electrones. (Cap. 16, pág. 556)

orbital: the space in which there is a high probability of finding an electron. (Chap. 7, p. 239)

osmosis: the flow of molecules through a selectively permeable membrane driven by concentration difference. (Chap. 13, p. 467)

oxidation: a reaction in which an element loses electrons. (Chap. 16, p. 556)

P

partícula alfa / alpha particle: núcleo de helio que consta de dos protones y dos neutrones. (Cap. 21, pág. 743)

partícula beta / beta particle: electrón de alta energía con carga de 1^-. (Cap. 21, pág. 745)

pascal (Pa) / pascal (Pa): unidad del SI para medir la presión. (Cap. 11, pág. 376)

periodicidad / periodicity: tendencia de volver a ocurrir a intervalos regulares. (Cap. 3, pág. 88)

periodo / period: fila horizontal de la tabla periódica. (Cap. 3, pág. 94)

pH / pH: escala matemática en la que la concentración de iones hidronio de una solución se expresa como un número entre 0 y 14. (Cap. 14, pág. 501)

plasma / plasma: gas ionizado. (Cap. 10, pág. 345)

polímero / polymer: molécula grande formada por muchas unidades más pequeñas que se repiten. (Cap. 18, pág. 647)

porcentaje de rendimiento / percent yield: relación entre el rendimiento real (de un experimento) y el rendimiento teórico (de cálculos estequiométricos) expresada como un porcentaje. (Cap. 12, pág. 420)

presión / pressure: fuerza que actúa sobre una unidad de área de una superficie. (Cap. 10, pág. 341)

presión de vapor / vapor pressure: presión de una sustancia en equilibrio con su líquido. (Cap. 10, pág. 355)

alpha particle: a helium nucleus consisting of two protons and two neutrons. (Chap. 21, p. 743)

beta particle: a high-energy electron with a 1^- charge. (Chap. 21, p. 745)

pascal (Pa): the SI unit for measuring pressure. (Chap. 11, p. 376)

periodicity: the tendency to recur at regular intervals. (Chap. 3, p. 88)

period: a horizontal row in the periodic table. (Chap. 3, p. 94)

pH: a mathematical scale in which the concentration of hydronium ions in a solution is expressed as a number from 0 to 14. (Chap. 14, p. 501)

plasma: an ionized gas. (Chap. 10, p. 345)

polymer: a large molecule that is made up of many smaller repeating units. (Chap. 18, p. 647)

percent yield: the ratio of actual yield (from an experiment) to theoretical yield (from stoichiometric calculations) expressed as a percent. (Chap. 12, p. 420)

pressure: the force acting on a unit area of a surface. (Chap. 10, p. 341)

vapor pressure: the pressure of a substance in equilibrium with its liquid. (Chap. 10, p. 355)

principio de aufbau / aufbau principle: proposición que establece que cada electrón ocupa el orbital de menor energía disponible. (Cap. 7, pág. 233)

principio de Avogadro / Avogadro's principle: proposición que establece que a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen un número igual de partículas. (Cap. 11, pág. 396)

principio de incertidumbre de Heisenberg / Heisenberg uncertainty principle: proposición que establece que es imposible medir con exactitud la posición y la energía de un electrón al mismo tiempo. (Cap. 7, pág. 238)

principio de Le Châtelier / Le Châtelier's principle: proposición que establece que si una tensión se aplica a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en la dirección que libera la tensión. (Cap. 6, pág. 212)

producto / product: sustancia nueva que se forma cuando los reactivos experimentan un cambio químico. (Cap. 6, pág. 190)

propiedad / property: característica de la materia; manera como se comporta. (Cap. 1, pág. 5)

propiedad física / physical property: característica de la materia que se presenta sin cambio en su identidad. (Cap. 1, pág. 20)

propiedad química / chemical property: característica que puede observarse sólo cuando hay un cambio en la composición de una sustancia. (Cap. 1, pág. 38)

proteína / protein: polímero formado por moléculas de monómero pequeñas unidas entre sí por medio de grupos amida. (Cap. 19, pág. 668)

protón / proton: partícula subatómica con carga positiva. (Cap. 2, pág. 60)

puente de hidrógeno / hydrogen bonding: unión entre los átomos de hidrógeno de una molécula y un átomo sumamente electronegativo de otra molécula, pero no es un enlace completamente covalente. (Cap. 13, pág. 438)

punto de congelación / freezing point: temperatura de un líquido cuando se convierte en una red cristalina. (Cap. 10, pág. 362)

punto de ebullición / boiling point: temperatura de un líquido a la cual su presión de vapor iguala a la presión atmosférica ejercida sobre su superficie. (Cap. 10, pág. 356)

punto de fusión / melting point: temperatura a la cual se desintegra la red cristalina de un sólido. (Cap. 10, pág. 362)

Q

química / chemistry: ciencia que investiga y explica la estructura y las propiedades de la materia. (Cap. 1, pág. 4)

R

radiactividad / radioactivity: emisión espontánea de radiación por un núcleo atómico inestable. (Cap. 21, pág. 741)

aufbau principle: states that each electron occupies the lowest energy orbital available. (Chap. 7, p. 233)

Avogadro's principle: statement that at the same temperature and pressure, equal volumes of gases contain equal numbers of particles. (Chap. 11, p. 396)

Heisenberg uncertainty principle: the principle that it is impossible to accurately measure both the position and energy of an electron at the same time. (Chap. 7, p. 238)

Le Châtelier's principle: states that if a stress is applied to a system at equilibrium, the system shifts in the direction that relieves the stress. (Chap. 6, p. 212)

product: a new substance formed when reactants undergo chemical change. (Chap. 6, p. 190)

property: the characteristics of matter; how it behaves. (Chap. 1, p. 5)

physical property: a characteristic of matter that is exhibited without a change of identity. (Chap. 1, p. 20)

chemical property: a property that can be observed only when there is a change in the composition of a substance. (Chap. 1, p. 38)

protein: a polymer formed from small monomer molecules linked together by amide groups. (Chap. 19, p. 668)

proton: a positively charged subatomic particle. (Chap. 2, p. 60)

hydrogen bonding: a connection between the hydrogen atoms on one molecule and a highly electronegative atom on another molecule, but not a full covalent bond. (Chap. 13, p. 438)

freezing point: the temperature of a liquid when it becomes a crystal lattice. (Chap. 10, p. 362)

boiling point: the temperature of a liquid where its vapor pressure equals the pressure exerted on its surface. (Chap. 10, p. 356)

melting point: the temperature of a solid when its crystal lattice begins to break apart. (Chap. 10, p. 362)

chemistry: the science that investigates and explains the structure and properties of matter. (Chap. 1, p. 4)

radioactivity: the spontaneous emission of radiation by an unstable atomic nucleus. (Chap. 21, p. 741)

rayo gamma / gamma ray: forma de radiación electromagnética de alta energía que no tiene carga ni masa. (Cap. 21, pág. 745)

reacción de adición / addition reaction: reacción en la que monómeros que contienen dobles enlaces se unen entre sí para formar cadenas largas; el producto contiene todos los átomos de los monómeros iniciales. (Cap. 18, pág. 654)

reacción de condensación / condensation reaction: reacción para formar un polímero en la que se separa una molécula pequeña, por lo general agua, cada vez que se forma un nuevo enlace. (Cap. 18, pág. 656)

reacción de neutralización / neutralization reaction: reacción de un ácido con una base, denominada así porque tanto las propiedades del ácido como las de la base disminuyen o neutralizan. (Cap. 15, pág. 516)

reacción de oxidación-reducción / oxidation-reduction reaction: reacción caracterizada por la transferencia de electrones de un átomo o ion a otro. También se conoce como reacción redox. (Cap. 16, pág. 555)

reacción química / chemical reaction: otra forma de nombrar un cambio químico. (Cap. 1, pág. 38)

reactivo / reactant: una sustancia que participa en una reacción química. (Cap. 6, pág. 192)

reactivo limitante / limiting reactant: reactivo que no existe en cantidad suficiente en una reacción; cuando se consume por completo, la reacción se detiene y ya no se forma más producto. (Cap. 6, pág. 218)

reactor nuclear / nuclear reactor: dispositivo que se usa para extraer energía de un combustible radiactivo. (Cap. 21, pág. 759)

red cristalina / crystal lattice: arreglo tridimensional que se repite a través de un sólido. (Cap. 10, pág. 343)

reducción / reduction: reacción en la que un elemento gana uno o más electrones. (Cap. 16, pág. 556)

reformación / reforming: uso del calor, presión y catalizadores para convertir alcanos superiores en otros compuestos, a menudo, hidrocarburos aromáticos. (Cap. 18, pág. 639)

regla del octeto / octet rule: modelo de estabilidad química que establece que los átomos alcanzan la estabilidad cuando tienen ocho electrones en el nivel energético externo, excepto los átomos más pequeños, que sólo tienen dos electrones. (Cap. 4, pág. 130)

rendimiento teórico / theoretical yield: en una reacción química, la cantidad máxima de producto que puede producirse a partir de una cantidad dada de reactivo. (Cap. 12, pág. 420)

respiración / respiration: serie compleja de reacciones catalizadas por enzimas, que se usan para extraer energía química de la glucosa. (Cap. 19, pág. 694)

gamma ray: a high-energy form of electromagnetic radiation with no charge and no mass. (Chap. 21, p. 745)

addition reaction: a reaction where monomers that contain double bonds add onto each other to form long chains; the product contains all the atoms of the starting monomers. (Chap. 18, p. 654)

condensation reaction: reaction to form a polymer where a small molecule, usually water, is given off as each new bond is formed. (Chap. 18, p. 656)

neutralization reaction: the reaction of an acid with a base, so called because the properties of both the acid and the base are diminished or neutralized. (Chap. 15, p. 516)

oxidation-reduction reaction: a reaction characterized by the transfer of electrons from one atom or ion to another. Also known as a redox reaction. (Chap. 16, p. 555)

chemical reaction: another term for chemical change. (Chap. 1, p. 38)

reactant: a substance that undergoes a reaction. (Chap. 6, p. 190)

limiting reactant: the reactant of which there is not enough; when it is used up, the reaction stops and no new product is formed. (Chap. 6, p. 218)

nuclear reactor: the device used to extract energy from a radioactive fuel. (Chap. 21, p. 759)

crystal lattice: the three-dimensional arrangement repeated throughout a solid. (Chap. 10, p. 343)

reduction: a reaction in which an element gains one or more electrons. (Chap. 16, p. 556)

reforming: the use of heat, pressure, and catalysts to convert large alkenes into other compounds, often aromatic hydrocarbons. (Chap. 18, p. 638)

octet rule: the model of chemical stability that states that atoms become stable by having eight electrons in their outer energy level except for some of the smallest atoms, which have only two electrons. (Chap. 4, p. 130)

theoretical yield: in a chemical reaction, the maximum amount of product that can be produced from a given amount of reactant. (Chap. 12, p. 420)

respiration: the complex series of enzyme-catalyzed reactions that are used to extract chemical energy from glucose. (Chap. 19, p. 690)

S

sal / salt: término general que se usa en química para describir el compuesto iónico que se forma con la parte negativa de un ácido y la positiva de una base. (Cap. 15, pág. 516)

semiconductor / semiconductor: elemento que no conduce la electricidad tan bien como un metal, pero que la conduce ligeramente mejor que un no metal. (Cap. 3, pág. 105)

sievert / sievert: unidad de radiación igual a un gray multiplicado por un factor que indica qué cantidad de la radiación que ha recibido un tejido ha sido absorbida por el mismo; es una medida del daño biológico causado. (Cap. 21, pág. 776)

síntesis / synthesis: reacción en la cual dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto. (Cap. 6, pág. 203)

sitio activo / active site: en una enzima, región o hendidura donde se puede fijar un sustrato que participa en una reacción. (Cap. 19, pág. 672)

sólido / solid: sustancia en la que las partículas ocupan posiciones fijas en un arreglo tridimensional bien definido. (Cap. 10, pág. 340)

sólido amorfo / amorphous solid: sustancia con una red cristalina desordenada, desarticulada e incompleta. (Cap. 10, pág. 346)

soluble / soluble: término que describe que una sustancia se disuelve en un líquido. (Cap. 6, pág. 215)

solución / solution: mezcla que es igual en todas partes, es decir, es homogénea. (Cap. 1, pág. 22)

solución acuosa / aqueous solution: solución en la que el agua es el disolvente. (Cap. 1, pág. 23)

solución estándar / standard solution: solución de molaridad conocida que se usa en una titulación. (Cap. 15, pág. 539)

solución no saturada / unsaturated solution: solución en la que la cantidad de soluto disuelto es menor que el máximo que se puede disolver. (Cap. 13, pág. 458)

solución saturada / saturated solution: solución que tiene la cantidad máxima de soluto en las condiciones dadas. (Cap. 13, pág. 458)

solución sobresaturada / supersaturated solution: solución que contiene más soluto que el máximo usual; son inestables. (Cap. 13, pág. 459)

soluto / solute: sustancia que se disuelve cuando se hace una solución. (Cap. 1, pág. 23)

sublimación / sublimation: proceso mediante el cual las partículas de un sólido se escapan de su superficie y forman un gas. (Cap. 10, pág. 354)

subnivel / sublevel: las menores divisiones energéticas en un determinado nivel energético. (Cap. 7, pág. 233)

salt: the general term used in chemistry to describe the ionic compound formed from the negative part of an acid and the positive part of a base. (Chap. 15, p. 516)

semiconductor: an element that does not conduct electricity as well as a metal, but that does conduct slightly better than a nonmetal. (Chap. 3, p. 103)

sievert: the unit of radiation equal to one gray multiplied by a factor that assesses how much of the radiation striking tissue is actually absorbed by the tissue and so is a measure of how much biological damage is caused. (Chap. 21, p. 769)

synthesis: the name applied to a reaction in which two or more substances combine to form a single product. (Chap. 6, p. 202)

active site: on an enzyme, the pocket or groove that can bind a substrate taking part in a reaction. (Chap. 19, p. 672)

solid: a substance in which the particles occupy fixed positions in a well-defined, three-dimensional arrangement. (Chap. 10, p. 338)

amorphous solid: a substance with a haphazard, disjointed, and incomplete crystal lattice. (Chap. 10, p. 343)

soluble: term describing a substance that dissolves in a liquid. (Cap. 6, p. 215)

solution: a mixture that is the same throughout, or homogeneous. (Chap. 1, p. 23)

aqueous solution: a solution in which the solvent is water. (Chap. 1, p. 23)

standard solution: a solution of known molarity used in a titration. (Chap. 15, p, 539)

unsaturated solution: a solution in which the amount of solute dissolved is less than the maximum that could be dissolved. (Chap. 13, p. 458)

saturated solution: a solution that holds the maximum amount of solute under the given conditions. (Chap. 13, p. 458)

supersaturated solution: a solution containing more solute than the usual maximum; they are unstable. (Chap. 13, p. 459)

solute: the substance that is being dissolved when making a solution. (Cap. 1, p. 23)

sublimation: the process by which particles of a solid escape from its surface and form a gas. (Chap. 10, p. 354)

sublevel: the small energy divisions in a given energy level. (Chap. 7, p. 233)

sustancia / substance: materia con las mismas propiedades y composición fija. (Cap. 1, pág. 15)

sustrato / substrate: el nombre que se le da a un reactivo en una reacción catalizada por enzimas. (Cap. 19, pág. 672)

substance: matter with the same fixed composition and properties. (Chap. 1 p. 15)

substrate: the name given to a reactant in an enzyme-catalyzed reaction. (Chap. 19, p. 672)

T

temperatura / temperature: medida de la energía cinética promedio de las partículas que conforman un material. (Cap. 10, pág. 346)

temperatura y presión estándar, TPE / standard temperature and pressure, STP: las condiciones de 0.00°C y 1 atmósfera. (Cap. 11, pág. 393)

tensión superficial / surface tension: fuerza necesaria para vencer las atracciones intermoleculares y penetrar la superficie de un líquido o bien para extenderlo. (Cap. 13, pág. 442)

teoría / theory: explicación que se basa en muchas observaciones, basada en los resultados de muchos experimentos. (Cap. 2, pág. 57)

teoría atómica / atomic theory: conjunto de ideas que sostiene que la materia está formada por partículas fundamentales llamadas átomos. (Cap. 2, pág. 51)

teoría cinética / kinetic theory: teoría que establece que las partículas submicroscópicas de toda la materia están en movimiento constante y aleatorio. (Cap. 10, pág. 340)

termoestable / thermosetting: plástico que se endurece permanentemente cuando se forma inicialmente. (Cap. 18, pág. 658)

termoplástico / thermoplastic: plástico que se ablanda y se endurece cuando se calienta y enfría. (Cap. 18, pág. 658)

titulación / titration: proceso para determinar la molaridad de un ácido o una base usando una reacción ácido-base donde se conoce la molaridad de uno de los reactivos. (Cap. 15, pág. 539)

triple enlace / triple bond: enlace formado al compartirse tres pares de electrones entre dos átomos. (Cap. 9, pág. 323)

tritio / tritium: isótopo del hidrógeno con número de masa 3. (Cap. 21, pág. 761)

temperature: the measure of the average kinetic energy of the particles that make up a material. (Chap. 10, p. 346)

standard tamperature and pressure, STP: the set of conditions 0.00°C and 1 atmosphere. (Chap. 11, p. 393)

surface tension: the force needed to overcome intermolecular attractions and break through the surface of a liquid or spread the liquid out. (Chap. 13, p. 442)

theory: an explanation based on many observations and supported by the results of many experiments. (Chap. 2, p. 57)

atomic theory: the idea that matter is made up of fundamental particles called atoms. (Chap. 2, p. 51)

kinetic theory: the theory that states that submicroscopic particles of all matter are in constant, random motion. (Chap. 10, p. 340)

thermosetting: a plastic that hardens permanently when first formed. (Chap. 18, p. 658)

thermoplastic: a plastic that will soften and harden repeatedly when heated and cooled. (Chap. 18, p. 658)

titration: the process of determining the molarity of an acid or base by using an acid-base reaction where one reactant is of known molarity. (Chap. 15, p. 539)

triple bond: a bond formed by sharing three pairs of electrons between two atoms. (Chap. 9, p. 323)

tritium: the hydrogen isotope with a mass number of 3. (Chap. 21, p. 761)

U

unidad de masa atómica / atomic mass unit: un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12. (Cap. 2, pág. 65)

unidad fórmula / formula unit: menor proporción de iones en un compuesto. (Cap. 5, pág. 154)

atomic mass unit: one-twelfth the mass of a carbon-12 atom. (Chap. 2, p. 65)

formula unit: the simplest ratio of ions in a compound. (Chap. 5, p. 154)

V

vida media / half life: tiempo que tarda la mitad de cierto isótopo radiactivo en descomponerse (en un isótopo o elemento diferente). (Cap. 21, pág. 752)

vitamina / vitamin: molécula orgánica que se requiere en pequeñas cantidades; las hay del tipo liposolubles e hidrosolubles. (Cap. 19, pág. 690)

volátil / volatile: una sustancia que se convierte fácilmente a un gas a temperatura ambiente. (Cap. 1, pág. 33)

voltaje / voltage: diferencia de potencial eléctrico, expresada en volts. (Cap. 17, pág. 586)

volumen molar / molar volume: volumen que ocupa un mol de gas a una presión de una atmósfera y una temperatura de 0.00°C. (Cap. 12, pág. 415)

half-life: the time it takes for half of a given radioactive isotope to decay (into a different isotope or element). (Chap. 21, p. 752)

vitamin: an organic molecule required in small amounts; there are fat-soluble and water-soluble types. (Chap. 19, p. 687)

volatile: description of a substance that easily changes to a gas at room temperature. (Chap. 1, p. 33)

voltage: an electrical potential difference, expressed in units of volts. (Chap. 17, p. 586)

molar volume: the volume that a mole of gas occupies at a pressure of one atmosphere and a temperature of 0.00°C. (Chap. 12, p. 415)

Índice

Este índice te ayudará a localizar información importante en el texto de una manera fácil y rápida. Los números de las páginas que aparecen en negritas indican que ahí encontrarás una definición para ese término.

Números en itálicas = ilustración/foto **Números en negritas = términos de vocabulario**

A

Acción capilar, 22 *laboratorio*, **443**-444
Aceites, 681. *Véase también* Lípidos; Petróleo; acción de jabones y detergentes en los, 455; ácidos grasos en los, 681-682; insolubilidad en agua, 454
Aceites vegetales, 682, 683
Acelerador de cascada en tándem (ACT), 767 *ilustración*
Acelerador de partículas UNILAC, 100 *ilustración*
Aceleradores, 773 *ilustración*
Aceleradores de partículas, 100, 767 *ilustración*
Acero, 23, 104, 280 *ilustración*, 286-289; acero con carbono, 286 *tabla*, 286-289; aleaciones de acero, 288; clasificación, 286; galvanizado, 291, 555 *ilustración*, 555; modelado, 288-289; primeros objetos hechos de, 286; producción, 285
Acero álnico, 288, 288 *tabla*
Acero con manganeso, 288 *tabla*
Acero con tungsteno, 288 *tabla*
Acero de Damasco, 286, 287
Acero de la India, 286
Acero inoxidable, 23 *tabla*
Acero superplástico, 288, 288 *tabla*, 289
Acetaminofén, 30 *tabla*, 815 *tabla*
Acetileno, 323, 633
Acetileno, soldadura de, 633
Acetona, 644 *ilustración*
Ácido acético, *Véase también*: Vinagre; aderezo de aceite y vinagre y, 299 *laboratorio*; como ácido débil, 498, 499 *ilustración*, 499; disolución en agua, 484; fórmula, 30 *tabla*, 815 *tabla*; glacial, 529; grupo carboxílico en, 642; pH del, 503; producción de iones de hidronio mediante, 484; reacción con bases fuertes, 528-529, 529 *ilustración*; reacción con carbonatos, 483 *ilustración*; reacción con cascarones de huevo, 483 *ilustración*; reacción con polvo para hornear, 39 *ilustración*, 190-191, 418 *laboratorio*; reacción de los huesos con, 169 *laboratorio*; solución amortiguadora con acetato de sodio, 531-532, 532 *ilustración*; titulación con, 544-545 *laboratorio*; usos, 30 *tabla*
Ácido acético glacial, 529
Ácido acetilsalicílico, 29
Ácido adípico, polimerización, 656 *ilustración*
Ácido ascórbico, 30 *tabla*, 499 *ilustración*, 815 *tabla*
Ácido benzoico, 499 *ilustración*
Ácido bórico, 268
Ácido bromhídrico, 498 *tabla*, 522-523
Ácido carbónico, 493, 532-533
Ácido cítrico, 642
Ácido clorhídrico, 815 *tabla*; como ácido fuerte, 482, 482 *tabla*; enlace covalente polar, 308; fórmula y usos, 30 *tabla*; ionización, 484; producción de hidronio cuando se disuelve en agua, 486; reacción con amoniaco, 527, 528 *ilustración*; reacción con bases débiles, 527-528 *ilustración*; reacción con bases fuertes, 528-529; reacción con carbonato de calcio, 713; reacción con hidróxido de sodio, 516 *ilustración*, 517-518; reacción con metales, 482, 482 *laboratorio*
Ácido desoxirribonucleico. *Véase* ADN (ácido desoxirribonucleico)
Ácido esteárico, 682 *ilustración*
Ácido fórmico, 499 *ilustración*, 642
Ácido fosfórico, 30 *tabla*, 498, 815 *tabla*
Ácido láctico, 428
Ácido láctico, fermentación, 695, 699
Ácido muriático, 497 *ilustración*
Ácido nítrico, 498 *tabla*
Ácido oleico, 682 *ilustración*
Ácido perclórico, 498 *tabla*
Ácido ribonucleico. *Véase* ARN (ácido ribonucleico)
Ácido salicílico, 29, 642 *ilustración*
Ácido sulfúrico, 277, 809 *tabla*; como ácido fuerte, 498 *tabla*; en acumuladores de plomo-ácido, 273, 611 *ilustración*, 613; manufactura, 424-425, 484; usos, 33 *tabla*, 424, 484; y la producción de acero, 486 *ilustración*
Ácido yodhídrico, 498 *tabla*
Ácidos, **483**, 480-483, *483*, 484, 486, 488. *Véase también*: Reacciones ácido-base; anhídridos ácidos, 493-494; Bases; indicadores ácido-base, 481, 506-507 *laboratorio*; como electrólitos, 488; débiles, 498-499 importancia de, 481, 481 *tabla*; definición de Brønsted-Lowry, 526-527; entre los diez primeros productos industriales, 482 *tabla*; escala y pH, 501-504; fuertes, 498, 498 *tabla*; *ilustración*, 499; iones hidronio, producción en agua de, 483, 484, 486; ionización, 488, 498-499; mono- contra polipróticos, 484 *ilustración*, 486 *ilustración*; nombres comunes, 180 *tabla*; nombres de algunos, 180 *tabla*; origen de la palabra, 483; reacción con carbonatos, 483, 483 *i1ustración*; reacción con metales, 234-235, 483, 483-483 *ilustración*; sabor y tacto de, 480, 519; titulación de. *Véase* Titulación
Ácidos carboxílicos, 642
Ácidos débiles, *ilustración*, *498*, 499; reacción con bases débiles, 53 curvas de titulación y, 540 *ilustración*; reacción con bases fuertes, 528-529, 529 *problema*
Ácidos dipróticos, 484 *ilustración*, 486 *ilustración*
Ácidos fuertes, **498**, 498 *tabla*, 499 *tabla*; reacciones con bases débiles, 522-523, 524; reacciones con bases fuertes, 516 *ilustración*, 517-518, 520, 521 *problema*, 522
Ácidos grasos, *681*, 682; monoinsaturados, 682; poliinsaturados, 682; saturados, 682
Ácidos grasos insaturados, 682 *ilustración*
Ácidos grasos monoinsaturados, 682
Ácidos grasos poliinsaturados, 682
Ácidos grasos saturados, 682
Ácidos monopróticos, 484 *ilustración*
Ácidos nucleicos, 667, *685*-687; ácido desoxirribonucleico (ADN), 686 *laboratorio*, 687; ácido ribonucleico (ARN), 687; nucleótidos, 685-686; puentes de hidrógeno en los, 439
Ácidos originales, 518 *laboratorio*
Ácidos polipróticos, 484 *ilustración*, 486 *ilustración*
Ácidos tripróticos, 484 *ilustración*
Actínidos, 90-91 *ilustración*, 92, *102*, 105, 248, 293
Actividades, Laboratorios de Química. *Véase* Laboratorios de Química; Minilaboratorios

Acumulador de plomo y ácido, 269, 596
Adenina (A), 686
ADN (ácido desoxirribonucleico), 269, *685*, 686; daño debido a la radiación, 769; electroforesis de, 610; estructura de doble hélice, 500, 686; extracción de, 687 *laboratorio*; interacciones ácido-base en el, 500; y los experimentos de Hershey y Chase con trazadores, 766; identificación como material genético, 766; y nucleótidos, 685-686
ADP. *Véase* Difosfato de adenosina (ADP)
Aeróbico, *690*; origen de la palabra, 690; respiración. *Véase* Respiración
Aerosoles, 470
Aerosoles líquidos, 470
Aerosoles sólidos, 470
Agente reductor, 559, *562*
Agentes desecantes. *Véase* Desecantes
Agruras, y antiácidos, 504 *laboratorio*
Agua, 5 *ilustración*, 124-125, 436-450. *Véase también* Soluciones acuosas; Hiel; Vapor; agua dulce, 452 *laboratorio*; agua dura, 158, 452 *laboratorio*; calor de fusión, 362-363; calor de evaporación, 358-359; calor específico, 444-446; cambios en el estado del, 33; como solvente, 23, 449, 451-454; compartimiento de electrones, 136-137; condensación, 354, 446; congelamiento y fusión, 33 *ilustración*, 441 *ilustración*; densidad, 34 *tabla*, 436-437, 440; descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno, 40-41, 707, 708, 708 *laboratorio*; destilada, 452 *laboratorio*; distorsión del ángulo de enlace, 315; electrólisis, 39 *ilustración*; estados del, 33, 124, 125 *ilustración*, 436, 439-440; evaporación, 446; formación de, 125 *ilustración*, 216 *problema*, 705 *ilustración*, 707 *ilustración*; fórmula, 30 *tabla*, 815 *tabla*; fuerzas intermoleculares en el, 438 *ilustración*, 437-438; hidratos, 164, 164-165 *laboratorio*, 168; modelos de la forma del, 314-315; naturaleza polar de, 309, 328; presión de vapor, 355; propiedades, 39 *ilustración*, 124-125, 330 *tabla*, 436-437, *tabla*, y la regulación de la temperatura terrestre, 446; puentes de hidrógeno en el, 438, 439, 440, 444, 454; tensión superficial, 442, 443 *laboratorio*; y la ósmosis, 467
Agua de mar, como mezcla, 16 *ilustración*; flotación de los icebergs en el, 26
Agua dulce, 452 *laboratorio*
Agua dura, 158, 189, 452 *laboratorio*, 455
Agua potable, fluoración del, 277, 278
Agua salada de lluvia, 154
Agujeros, semiconductores, 110
Aire, composición de, 352; como mezcla homogénea, 23; densidad de, 34 *tabla*; exhalado contra inhalado, 122 *tabla*; filtración en las naves espaciales, 201, 416 *problema*; fraccionamiento, 352-353
Alanina, 669, 669 *tabla*
Alcanos (hidrocarburos saturados), 321, *623*-629; diagramas estructurales, 623-625, 624 *tabla*, 626-627 *problema*; diez primeros, 625 *tabla*; isómeros, 627-628; nomenclatura, 625-626, 626-627 *problema*; producción de compuestos que contienen, 645; propiedades, 629
Alcohol etílico. *Véase* Etanol
Alcohol isopropílico, 356, 642
Alcohol para frotar (alcohol isopropílico), 138 *ilustración*, 356, 642 *ilustración*
Alcohol polivinílico, 38 *laboratorio*
Alcoholes, 642; identificación de la presencia de, 568 *laboratorio*, 569; producción de compuestos que contienen, 645-646; puentes de hidrógeno en los, 439; usos y propiedades, 642; volatilidad, 33
Aldehídos, 644 *ilustración*
Aleaciones, 23, 101 *ilustración*, 104 *ilustración*, 280; acero. *Véase* Acero; comunes, 23 *tabla*; de cobre y zinc, 25 *laboratorio*; estructura cristalina de, 106; memoria de la forma, 106-107; metal "misch", 292
Aleaciones de acero, 288, 288 *tabla*
Aleaciones de carbono, 286 *tabla*, 286-289
Aleaciones de magnesio, 265 *ilustración*
Aleaciones para joyería, 23 *tabla*
Alimento instantáneo (MRE), 219
Alimentos, compuestos químicos encontrados en los, 17; contenido energético, 717, 717 *tabla*, 720-721 *laboratorio*; cromatografía de los colorantes en los, 326-327 *laboratorio*; descomposición, 189, 221; irradiación de, 767; secado por congelación de los, 351
Almidón, 653, 673, 679; estructura, 653 *ilustración*; para remplazar las grasas, 684; reacción con yodo, 218 *laboratorio*
Almidón animal, 679, 679 *ilustración*
Alótropos, *173*-177; de carbono, 174-176; de fósforo, 173, 272; de oxígeno, 177, 274
Alquenos, 322, 629, *630*-631; isómeros geométricos, 631 *ilustración*; nomenclatura, 630-631; propiedades, 631, 636
Alquimia, 25 *laboratorio*
Alquinos, 323, *633*, 633 *tabla*
Alúmina, 155
Aluminio, 94 *ilustración*, 268; capacidad de reacción, 234-235; compuestos iónicos de, 133 *laboratorio*; configuración electrónica, 243 *tabla*; corrosión, 570 *ilustración*; densidad, 34 *tabla*; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; importancia, 268; producción mediante el proceso Hall-Héroult, 214-215, 604 *ilustración*, 604-605, 719; reacción con cloro, 715; reacciones de oxidación-reducción (redox), 570; reciclado, 268, 605 *ilustración*, 719; usos, 268
Aluminio y zirconio, 268
Aluminio, cloruro de, 712
Aluminio, hidróxido de, 268, 489 *ilustración*; reacción con ácido bromhídrico, 522; reacción con ácidos débiles, 500 *ilustración*
Aluminio, óxido de, 155, 246, 268, 570
Amatista, 246 *ilustración*
Amidas, 644 *ilustración*
Aminas, 644 *ilustración*
Aminoácidos, 500, 655, *669*
Amoniaco, 815 *tabla*; como base débil, 489, 492, 500; comparación con agua, 436 *tabla*; en solución acuosa, 493 *ilustración*; forma molecular, 320; fórmula y usos, 30 *tabla*; polaridad, 329; producción mediante el proceso Haber, 214-215; punto de ebullición, 356; reacción con ácido clorhídrico, 523, 527, 528 *ilustración*; reacciones con ácidos fuertes, 523; solución amortiguadora con sales de amonio, 531
Amonio, cloruro de, 193, 523
Amonio, hidrógeno fosfato de, 272
Amonio, nitrato de, 202 *ilustración*, 272; en paquetes fríos, 460 *ilustración*, 706
Amonio, perclorato de, 566
Amonio, sulfato de, 167, 272 *ilustración*
Amonio, tiocianato de, 41 *ilustración*
Amortiguador de ácido acético-acetato de sodio, 531-532
Amortiguador de amoniaco-cloruro de sodio, 531
Anaeróbico, 695
Análisis del crimen. *Véase* Ciencia forense
Análisis dimensional, 377 *problema*, 378, 379 *problema*, 798-799
Analizadores del aliento, 568 *laboratorio*, 569
Anhídridos, 494; ácidos, 493-494; básicos, 493-494
Anhídridos ácidos, **493**-494
Anhídridos básicos, **493**, 494
Anhidros, compuestos, *165*, 165 *ilustración*

Aniones, **588**, 602
Ánodos, **585**, 602
Antiácidos, 504 *laboratorio*, 535-536, 538; carbonatos, 538; compuestos utilizados en la elaboración de, 536 *tabla*; hidróxidos, 538
Antiácidos con carbonatos, 538
Antiácidos con hidróxido, 538
Antiácidos de carbonato, 538
Anticongelantes, 466, 642 *ilustración*
Anticongelantes de motores, 466
Anticongelantes químicos, 466
Anticuerpos, 671
Antimonio, 27 *tabla*, 109, 271
Antioxidantes, 576
Antocianina, 506-507 *laboratorio*
Árbol de tejo del Pacífico, 29, 30
Argón, 130 *ilustración*, 131, 243 *tabla*, 244 *tabla*, 245, 279
ARN (ácido ribonucleico), 271, *685*, 687; nucléotidos en, 685-686
Aromas sintéticos, 645, 646 *laboratorio*
Arquitecto paisajista, 211
Arsénico, 109, 271, 272 *ilustración*
Arterioesclerosis, 683
Aspartame, 5 *ilustración*, 30 *tabla*, 519
Aspirina, 5 *ilustración*, 8, 30 *tabla*, 815 *tabla*; estructura, 8 *ilustración*; extracción de plantas, 144; modelado, 9; síntesis, 29
Astatino, 276
Atmósfera, dióxido de carbono en la, 493; composición de, 352; contaminación de, 493-494, 495; nitrógeno en, 271; oxígeno en, 274; presión atmosférica, 342
Atmósfera estándar (atm), 374
Átomos, 7, *51*; cálculo del número de átomos en una muestra, 409 *problema*; conservación de los átomos en las reacciones químicas, 40, 51, 53, 196-197; origen de la palabra, 51; partículas elementales, 59-60, 64, 65 *tabla*; tamaño, 7, 63; y los cambios químicos, 40-41
ATP. **Trifosfato de adenosina**. *Véase* Trifosfato de adenosina (ATP)
Atracción iónica, 133
Aurora boreal, 71. *Véase también* Origen de la palabra
Avicel, 684
Avogadro, **Amedeo**, 396
Azúcar de mesa. *Véase* Sacarosa
Azúcar de plomo, 271
Azúcar sanguínea. *Véase* Glucosa
Azúcares, 6 *ilustración*, 36 *tabla*, 680-682. *Véase también* Carbohidratos
Azúcares simples. *Véase* Azúcares
Azufre, 276; configuración electrónica, 99 *ilustración*, 233 *ilustración*; en el cuerpo humano, 669 *ilustración*; extracción de las menas por el proceso Frasch, 276, 276 *ilustración*; reacciones de oxidación-reducción (redox), 563; usos, 277
Azufre, **dióxido de**, 495
Azufre, **óxidos de**, y la lluvia ácida, 493-494, 495
Azul de timol, 543

B

Bacterias fijadoras de nitrógeno, 214, 272
Bacterias, y caries, 278; refinamiento bacteriano de los minerales, 723
Bactericidas, **halógenos como**, 277 *ilustración*
Balanceo, **de ecuaciones químicas**, 196-197, 198-199 *problema*; de reacciones nucleares, 742-746 *problema*
Balanzas de brazo triple, 796
Balanzas, **de doble platillo**, 796 *ilustración*, 796; de brazo triple, 796
Bario, 264; reactividad, 266-267 *laboratorio*
Bario, **hidróxido de**, 498 *tabla*
Bario, **hidróxido de**, **octahidratado**, reacción con cloruro de amonio, 193; reacción con tiocianato de amonio, 41 *ilustración*
Bario, **nitrato de**, 456 *laboratorio*
Bario, **sulfato de**, 456 *laboratorio*
Barómetro, *374*
Barómetro de Toricelli, 374
Barómetros, 374, 375
Barras de luz de emergencia, 195
Bartlett, **Neil**, 193
Bases, *489*, 492. *Véase también* Reacciones ácido-base; Ácidos; anhídridos básicos, 493, 494; como electrolitos, 492; débiles, 500; definición de Brønsted-Lowry, 526-527; entre los diez primeros productos industriales, 481 *tabla*; fuertes, 501-504, 498 *tabla*; importancia de las, 481, 481 *tabla*; indicadores ácido-base, 481, 506-507 *laboratorio*; ionización de las, 489; nombres comunes, 180 *tabla*; nombres de bases comunes, 180 *tabla*; producción de iones hidróxido, 489; sabor y tacto de, 480, 519; titulación de. *Véase* Titulación; y antiácidos, 504 *laboratorio*, 535-536, 538
Bases débiles, 500; curvas de tritación y, 540, *ilustración*; reacción con ácidos débiles, 530; reacción con ácidos fuertes, 522-523, 524 *problema*, 526
Bases fuertes, *497*, 498, 498 *tabla*; curvas de titulación y, 540 *ilustración*; reacciones con ácidos débiles, 528-529, 529 *problema*; reacciones con ácidos fuertes, 516 *ilustración*, 517-518, 520, 521 *problema*, 522
BASF, *215*
Baterías, 590-591, 594. *Véase también* Celdas electroquímicas; acumulador de plomo, 596; celda seca de carbono y zinc, 594; limón, 583, 591 *laboratorio*, 608 *ilustración*; litio, 595, 599; NiCad, 597; recargables, 596 *ilustración*, 597, 598
Baterías de celda seca de carbono y zinc, 594
Baterías de limón, 583 *laboratorio*, 585-586, 586 *ilustración* 591
Baterías de litio, **en marcapasos**, 595; para vehículos eléctricos, 599
Baterías de NiCad recargables, 597
Baterías para automóviles, de tipo plomo-ácido, 269, 596; de tipo recargable para automóviles eléctricos, 599
Bauxita, 604
Bebidas carbonatadas, 493
Becquerel, **experimento con uranio**, 740-741
Becquerel, **Henri**, 740-741
Benceno, 636, 636 *ilustración*
Benz, **Karl**, 466
Berilio, 264; configuración electrónica, 242, 243 *tabla*; punto de fusión, 281; reactividad, 260, 264; tamaño atómico, 257; usos, 265
Beta-caroteno, 632
BHA, 576 *ilustración*
BHT, 576 *ilustración*
Bicapa de fosfolípidos, 683
Bicarbonato de sodio, 30 *tabla*; 165, 197, 815 *tabla*
Bio-refinamiento, 723
Bioluminiscencia, 575; origen de la palabra, 575
Biomoléculas, 667. *Véase también* Metabolismo; ácidos nucleicos, 667, 685-687, 687 *laboratorio*; carbohidratos, 667, 673 678-679; lípidos, 667, 681-683, 684; proteínas, 667, 668-673, 674-675 *laboratorio*; vitaminas, 687-68
Bioquímica, 666 *Véase también* Biomoléculas
Bioquímico, 676-677
Bismuto, 271
Blanqueador, 192
Blanqueadores con hipoclorito, 567-568
Bohr, **Niels**, 67-68, 72, 228, 230
Bolsas de aire, 417
Bolsas de aire en los automóviles, 417
Bombas atómicas, 230, 756, 759
Bórax, 268, 273

Boro, 268; configuración electrónica, 243 *tabla*; reactividad, 260; usos, 268
Bosque tropical, medicinas del, 144
Bostezo, 533
Boyle, Robert, 380-381
Brazo automático de Oaktree, 107
Brazos robóticos, 107
Bromo, 84; 39 *ilustración*; como elemento diatómico, 172; en lámparas de halógeno, 105; estado físico y color, 85; reactividad, 96 *laboratorio*, 277
Bromuro de sodio, 203 *ilustración*
Bronce, 23 *tabla*, 104 *ilustración*
Brønsted-Lowry, modelo de ácidos y bases, 526-527
Brown, Robert, 339
Buckminsterfullereno, 176
Butano, 142 *ilustración*, 180; fórmula, 30 *tabla*, 815 *tabla*; isómeros, 627-628; uses, 30 *tabla*
1-Buteno, 631
Butirato de etilo, 643 *ilustración*

C

Cabello, disolución del cabello con bases, 480 *ilustración*; química del rizado permanente, 655
Cable, industria del cobre, 606-608
Cadaverina, 644 *ilustración*
Cadena alimenticia, 732 *ilustración*
Cadena de transporte de electrones, 693 *ilustración*, 692
Cafeína, 30 *tabla*, 815 *tabla*
Cal, 155 *ilustración*; formación de, 209, 212; para tratamiento del suelo, 494
Calamar, 575
Calamar luciérnaga, 575
Calcio, en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; como elemento esencial, 126; compuestos iónicos formados por, 133 *laboratorio*; configuración electrónica, 247; efecto de pantalla en, 303 *ilustración*; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; importancia, 264; número de oxidación, 155 *ilustración*; reacción de los huesos con vinagre, 169 *laboratorio*; reactividad, 96 *laboratorio*, 264, 266-267 *laboratorio*, 265
Calcio-40, 746 *problema*
Calcio, carbonato de. *Véase* Piedra caliza (carbonato de calcio)
Calcio, cloruro de, en paquetes calientes, 460 *ilustración*, 706; reacción con hidróxido de potasio, 213 *ilustración*
Calcio, fluoruro de, 154 *ilustración*
Calcio, hidróxido de, 264, 489 *ilustración*, 494 *ilustración*, 497 *tabla*
Calcio, sulfato, dihidratado, 165, 166
Calcio, óxido, 155 *ilustración*, 494
Calculadoras, cálculos con, 805-807
Cálculo de la ingestión de una dieta segura y adecuada (ESAI), 126
Calentado con microondas, 318
Calentadores de raciones sin flama, 219, 232
Californio-252, 293
Calor, 704; absorción de calor por las reacciones químicas, 707-710. *Véase también* Reacciones endotérmicas; liberación de calor por las reacciones químicas, 704-705. *Véase también* Reacciones exotérmicas; reducción de liberación de calor de desperdicio, 727-728; unidades (joules), 707
Calor de evaporación, 358-*359*, 446
Calor de fusión, 362-363
Calor de reacción, 708; medición por calorimetría, 715-718, *problema*; y energía de activación, 709-710
Calor de solución, 460
Calor específico, 444, *445 tabla*, 445, 446
Calor radiante, 69
Calorías (alimentos), 717, 717 *tabla*
Calorías (calor), *717*
Calorimetría, de alimentos, *717*, 717 *tabla*, 720-721 *laboratorio*; y calor de reacción, 715-716, *problema*, 718 *problema*
Calorímetro, 715 *ilustración*
Cámaras de oxígeno hiperbárico (OHB), 388
Cambio de color, y reacciones químicas, 188, 189 *ilustración*
Cambio químico, *38*-43; y energía, 40-41, 189, *ilustración* 193-194, 194 *laboratorio*; y los átomos, 40, 196
Cambios de energía, y reacciones químicas, 40-41, 189, 194 *laboratorio*, 704-705, 711-714; reacciones endotérmicas, 193-194, 704 *ilustración*, 705; reacciones exotérmicas, 194, 196 *laboratorio*, 704-705; símbolos para los, 706-707; y disolución de sólidos en agua, 708 *laboratorio*; y ecuaciones químicas, 193-194; y empaques calientes y fríos, 708; y energía de activación, 709-710; y la dirección de una reacción, 213
Cambios de estado, 33, 358-359, 362-363; condensación, 354; evaporación, 350; sublimación, 354; vapor de presión y ebullición, 355 *laboratorio*, 356; y el calor de evaporación, 358-359; y el calor de fusión, 362-363; y la energía cinética, 360-361 *laboratorio*; y ollas de presión para cocinar, 357
Cambios físicos, *20*, 34. *Véase también* Cambios de estado; separación de mezclas por, 20
Cáncer, 293; y terapia de radiación, 764 *ilustración*
Cáncer de pulmón, y exposición al radón, 770, 771
Cantidades, 792
Capacidad de reacción, metales y electrones de valencia, 234-235 *laboratorio*
Capilaridad, **443**-444; origen de la palabra, 443; y cromatografía en papel, 222 *laboratorio*
Capturador de coágulos, 107
Carbohidratos, **677**, 673, 678-679; como grasas artificiales, 684; disacáridos, 678; monosacáridos, 678; oxidación en la respiración, 690; papel en los organismos vivos, 673 polisacáridos, 679; puentes de hidrógeno en, 439
Carbón activado, 175
Carbonatos, reacciones con ácidos, 483
Carbono, 105 *ilustración*, 269; alótropos de, 173, 174-176; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 242, 243 *tabla*; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; propiedades, 123; reactividad, 261
Carbono acetilénico lineal, 176
Carbono-14, 742, 745
Carbono, dióxido de, 122-123, 815 *tabla*; amortiguador sanguíneo, 532-533; como anhídrido ácido, 493; como contaminante, 495; disuelto en refrescos, 329 *ilustración*; electrones compartidos en el, 138-139 *ilustración*; en la atmósfera, 201; formación de, 197 *ilustración*; fórmula y usos, 30 *tabla*; modelos moleculares, 319; naturaleza no polar de, 329; reacción con hidróxido de sodio, 197; respiración y, 691; y la calidad de aire en las naves espaciales, 201; y la lluvia ácida, 493-494, 495
Carbono, disulfuro de, 178 *ilustración*, 307 *ilustración*, 308
Carbono, monóxido de, 495
Carbono, tetracloruro de, 277, 640
Carga eléctrica, 227 *laboratorio*
Cargas iónicas, predicción, 154-155; de elementos representativos, 155 *tabla*
Caries dental, prevención con la fluoración, 277, 278
Catalasa, 674-675 *laboratorio*
Catálisis, *220*; grupo del platino, 290; y el proceso Haber (síntesis de amoniaco), 215; y la energía de activación, 710; y la producción comercial de energía, 726
Cationes, *588*, 602
Cátodos, *585*, 602

Caucho, entrecruzamiento de enlaces en el, 656; vulcanizado, 656
Caucho de estireno-butadieno, 660
Caucho sintético, 658 *ilustración*, 660
Cavernas, formación de, 525
CD (discos compactos), 611
Celda combustible de oxígeno e hidrógeno, 598
Celda de Downs, 601 *ilustración*
Celda galvánica de magnesio y cobre, 587-589
Celda seca de zinc-carbono, 594
Celdas combustibles, 598
Celdas electrolíticas, 600 *ilustración*, *601*, 602 *laboratorio*
Celdas electroquímicas, 584-591; baterías de limón, 585-586, 586 *laboratorio*; reacciones de oxidación-reducción (redox) en las, 587-588, 592-593 *laboratorio*; y diferencia de potencial, 586
Celdas fotovoltaicas, 724
Celdas galvánicas, 602-605; acumuladores de plomo, 611, 613; baterías de celdas secas de carbono y zinc, 608-609; baterías de NiCad recargables, 612
Celdas galvánicas de zinc-cobre, 589
Celdas secas, de carbono-zinc, 594
Celdas voltaicas, 584, 587-590; baterías de celdas secas de carbono-zinc, 594; baterías de plomo, 596; baterías recargables de níquel cadmio, 597
Celuloide, 660
Celulosa, 652, 653, 673, 679; como grasas artificiales, 684; estructura, 653 *ilustración*
Cemento, 166, 445 *tabla*
Centavos, composición, 36-37 *laboratorio*; creación de una aleación de cobre y zinc con los, 25 *laboratorio*; electrochapado, 609 *ilustración*; modelo del decaimiento radiactivo con los, 748-749 *laboratorio*; representación de isótopos con los, 61 *laboratorio*; y la tensión superficial, 443 *laboratorio*
Centro de gravedad de una masa, 26
Cera de abejas, 684 *ilustración*
Ceras, 681. *Véase también* Lípidos
Cereal para el desayuno, fortificado, 28 *laboratorio*
Cereal, fortificado, 28 *laboratorio*
Cerillos, química de los, 273
Cerio, 292
Cerio, sulfato de, 459
Cero absoluto, 347
Cesio, 258 *ilustración*; 261
Cesio, cloruro de, 258 *ilustración*
Cetonas, 644
Champúes, pH de los, 505
Charles, Jacques, 140, 389
Chase, Martha, 766
Chernobyl, planta de energía nuclear, 760 *ilustración*
Chips, 111
Chips de computadora, 111
Chips de silicón, 111 *ilustración*
Ciclo de Calvin, 73
Ciclo del ácido tricarboxílico, 692 *ilustración*, 693
Ciclo del nitrógeno, 53 *ilustración*, 271
Ciclohexano, 623, 624, 626
Ciclononano, 626
Ciclopentano, 623, 624 *ilustración*
Ciclos de los nutrientes, y la conservación de la materia, 53
Ciclos geoquímicos, y la conservación de la materia, 53
Ciclotrones, 767 *ilustración*
Ciencia forense, detección de sangre con luminol, 573, 574; científicos forenses, 12-13
Científicos forenses, 12-13
Cifras significativas, 799-800
Cigarrillos, exposición a la radiación proveniente de los, 770 *ilustración*
Circuitos integrados, 111
cis, *Véase* Configuración *cis*
***cis*-2-Buteno**, 631 *ilustración*
Cisteína, 669
Citocromo *c*, 172 *ilustración*
Citosina (C), 686
Citrina, 246 *ilustración*
Clasificador de huellas dactilares, 13
Cloro, 84, 97; como elemento diatómico, 172; como elemento esencial, 126; compuestos de cobre que contienen, 162 *tabla*; compuestos de cobre y cloro, 162 *tabla*; configuración electrónica, 243 *tabla*; estado físico y color, 85 *ilustración*; masa atómica promedio, 66 *tabla*; producción de cloro por electrólisis, 601 *ilustración*; propiedades, 121; reacción con aluminio, 712; reacción con hierro, 127 *ilustración*; reacción con sodio, 131, 132 *tabla*; reactividad, 96 *laboratorio*, 276; usos, 277 *ilustración*
Clorofila, 264, 729, 730-731; origen de la palabra, 730
Clorofluorocarbonos (CFC), 641 *ilustración*
Cloroformo, 277 *ilustración*, 640
Clorometano, 640
Cloroplastos, 729
Cloruro de hidrógeno. *Véase* Ácido clorhídrico
Cloruro de metileno, 640
Cloruro de polivinilo (PVC), 657
Cobalto, 290; color de vidrio y gemas y, 246, 247 *tabla*; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 245 *ilustración*; propiedades, 290
Cobalto, fluoruros de, 248
Cobalto(II), cloruro de, 164 *laboratorio*
Cobre, 290; aleación de cobre y zinc, 25 *laboratorio*; calor específico, 445 *tabla*; celda galvánica de magnesio-cobre, 587-589; como elemento esencial, 126; como metal acuñado, 84, 108, 290; compuestos que contienen cobre y cloro, 162 *tabla*; conductividad, 311; configuración electrónica, 245 *ilustración*; corrosión, 570 *ilustración*; ductilidad, 311; propiedades, 104; punto de fusión, 281; purificación mediante electrólisis, 606-608; reacción redox de magnesio-cobre, 608 *ilustración*; reacciones de oxidación-reducción (redox) con, 559, 560-561 *laboratorio*, 562, 570; refinamiento bacteriano, 723; símbolo químico, 27 *tabla*; versatilidad de, 83 *laboratorio*
Cobre, sulfato de, 143 *ilustración*; hidratado, 169 *ilustración*; reacción del sulfato de cobre acuoso con hierro, 205 *ilustración*
Cobre(II) nitrato de, 203 *laboratorio*
Cobre(II), sulfato de, 141 *ilustración*, 559
Cobre(II), sulfato de, pentahidratado, 165 *ilustración*
Codeína, 144
Código genético, 686. *Véase también* ADN (ácido desoxirribonucleico)
Coeficientes, *197*
Coenzimas, *688*
Colágeno, 668, 670 *ilustración*
Colesterol, 642, 682, 683, 683 *ilustración*
Colisiones atómicas, 128, 136-137
Colisiones elásticas, y el modelo cinético de los gases, 340
Coloides, 470-471, *472*; aerosoles líquidos, 470; aerosoles sólidos, 470; color de vidrio y gemas y, 247 *tabla*; emulsiones, 470; espumas, 471; geles, 471; origen de la palabra, 472; pastas, 471; soles, 471; y el efecto Tyndall, 472, 473 *ilustración*
Colorante amarillo #5, cromatografía del, 326-327 *laboratorio*
Combustible para cohetes, 566
Combustible sólido para los cohetes, 566
Combustibles fósiles, 636-639, *709*, 722; gas natural, 636-637; hulla, 636, 639; petróleo, 636, 637-639
Cómo funciona, analizador del aliento, 569; balanzas electrónicas, 410; barras de luz de emergencia, 195; celda com-

bustible de oxígeno e hidrógeno, 595; cemento, 166; detectores de humo, 744; empaques calientes y fríos, 706; focos, 282; indicadores, 543; manómetro para medir presión de los neumáticos, 375; ollas de presión para cocinar, 357; sentido del gusto, 519; unidades de ósmosis inversa, 468

Compendio de datos químicos, 841-852; configuración electrónica de los elementos, 848-849 *tabla*; constante del producto de solubilidad, 851 *tabla*; constantes físicas, 850 *tabla*; indicadores ácido-base, 852 *tabla*; nombre y cargas de iones poliatómicos, 850 *tabla*; símbolos y abreviaturas, 841; soluciones acuosas, reglas de solubilidad, 851 *tabla*; *tabla* de los elementos en orden alfabético, 844 *tabla*; *tabla* periódica de los elementos, 842-843

Comportamiento de la, 5, 5 *ilustración*

Composición de la materia, 5, 6 *ilustración*, 6; clasificación de la materia según la, 14

Compuestos, *28*, 30-31. *Véase también* Compuestos covalentes; clasificación de, 170-171 *laboratorio*; Compuestos inorgánicos; Compuestos orgánicos; comunes, 30 *tabla*; descomposición de, 134-135 *laboratorio*; elementos, comparación con, 151 *laboratorio*; fórmula de compuestos desconocidos, 426-428; fórmulas para, 31, 136; masa molar de, 408, 409, *problema*; masa molar de, 408, 410 *problema*; mezclas, comparación con, 151 *laboratorio*; naturales contra sintéticos, 29, 30; unidades fórmula en una muestra de, 426, 428 *problema*

Compuestos binarios, 153-155; compuestos inorgánicos binarios, 179-179, *problema*; compuestos iónicos binarios, 153-155; origen de la palabra (binario), 153

Compuestos covalentes, *138*-139; clasificación de los compuestos como, 170-171 *laboratorio*; diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace (*ΔEN*), 307-309; electrones compartidos en los, 136-139; nomenclatura, 177-180; propiedades, 142-143, 145, 300 *tabla*, 330-331; separación de las sustancias iónicas, 168-169, 169 *laboratorio*; solubilidad, 452-453; sustancias moleculares, 172-177

Compuestos halogenados, 641

Compuestos inorgánicos, *178*; nomenclatura, 179-180

Compuestos insolubles, *213*

Compuestos iónicos, *132*; binarios, 152-155; clasificación de compuestos como, 170-171 *laboratorio*; diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace (*ΔEN*), 303-304; elementos de transición, 160, 162 *tabla*, 162-163; formación de compuestos iónicos por transferencia de electrones, 132-133, 133 *laboratorio*, 134-135 *laboratorio*; fórmulas y nombres, 153-155, 162-163, 167; fuerzas interpartícula en los, 142 *ilustración*; hidratos, 164-165; poliatómicos, 156-157; predicción de la carga iónica, 154-155; propiedades, 141-142, 300 *tabla*, 330-331; separación de sustancias covalentes, 168-169, 169 *laboratorio*; solubilidad en agua, 451-452; y la identificación de soluciones acuosas, 456-457 *laboratorio*

Compuestos moleculares. *Véase* Compuestos covalentes

Compuestos orgánicos, **178**, 622. *Véase también* Hidrocarburos saturados; alcanos, 623-629, 626-627 *problema*, 629-631; alquenos, 633; alquinos, 633, *tabla*, 636; fuentes, 636-639; grupos funcionales, 640-647; hidrocarburos aromáticos, 640-646; hidrocarburos insaturados; nomenclatura, 180; polimerización, 655-656, 658, 660; polímeros, 654-656 *laboratorio*, 647-648 *laboratorio*, 652-653

Compuestos químicos caseros, propiedades químicas y físicas de, 18-19 *laboratorio*

Compuestos químicos en la cocina, 18-19 *laboratorio*

Compuestos químicos naturales contra sintéticos, 29, 30

Compuestos químicos sintéticos, 32

Compuestos solubles, **213**

Concentración, *217*, 458-460; de ácidos y bases, 500; soluciones concentradas contra soluciones diluidas, 458; y molaridad, 460-461, preparación de un volumen de solución diferente, 462-464 *problema*; y la velocidad de reacción, 217; a partir de una titulación, 541, 542 *laboratorio*, 544-545 *problema*

Condensación, 33, *354*, 446

Conducción electrolítica, 602

Conductividad, *311*, 312, 488 *ilustración*

Conductividad eléctrica. *Véase* Conductividad

Conexión con ciencias de la Tierra, formación de cavernas, 525; globos climáticos, 383; refinamiento de menas por bacterias, 723

Conexión con el arte, pesas de latón de Asante, 411; esculturas de vidrio, 344; fechado radiactivo de falsificación de arte, 754; porcelana de China, 161

Conexión con la biología, medición de los gases sanguíneos, 487; experimentos de Hershey y Chase con ADN y trazadores, 766; hemoglobina, 694; la visión y la vitamina A, 632; los fluoruros y la caries dental, 278; regulación de la calidad del aire en naves espaciales, 201

Conexión con la física, aurora boreal, 71; Bohr, Niels, 230; propulsores sólidos para los cohetes, 566

Conexión con la historia, el *Hindenburg*, 140; envenenamiento con plomo en Roma, 270; Lavoisier, política y química, 56

Conexión con la literatura, Julio Verne, icebergs, 26; Primo Levi, lenguaje de un químico, 95

Conexión con la salud, hemoglobina, 694

Conexión con otras ciencias. *Véase* Conexión con el arte; Conexión con la biología; Conexión con la física Conexión con la historia; Conexión con la literatura; Conexión con la salud; Conexión con las ciencias de la Tierra

Conexión con otras profesiones. *Véase también* Gente en la química; arquitecto paisajista, 211; clasificador de huellas dactilares, 13; cosmetóloga, 491; especialista en tecnología médica, 677; farmacólogo, 635; horticultor, 211; ingeniero de minas, 613; ingeniero químico, 317; inspector de alimentos y fármacos, 491; inspector de salud ambiental, 449; investigador privado, 13; mecánico de maquinaria industrial, 449; representante de ventas de fabricantes, 491; técnico ambiental, 449; técnico de laboratorio clínico, 677; técnico de laboratorio del crimen, 13; técnico de laboratorio químico, 317; técnico en conservación de suelos, 211; técnico en historial médico, 677; técnico farmacéutico, 635; técnico metalúrgico, 613; trabajador en la producción farmacéutica, 635; trabajador para procesar metal de desperdicio, 613; trabajador químico industrial, 317

Configuración *cis*, 631; origen de la palabra (*cis*), 631

Configuración de gas noble, *130*

Configuración *trans*, 631; origen de la palabra (*trans*), 631

Configuraciones electrónicas, **240**, 242-245; de los elementos, 854-855 *tabla*; elementos de transición interna, 248; elementos de transición, 245, 248; elementos del cuarto periodo, 245; elementos del primer periodo, 242; elementos del segundo periodo, 242; elementos del tercer periodo, 243-244; gases nobles, 244; probabilidad de distribución en el orbital 1s, 244 *laboratorio*; tendencia en la tabla periódica, 241-245, 248
Conservación de la energía, *707*
Conservación de la masa, *40*, 196-197
Conservación de la materia, 51 *ilustración*, 53, 54-55 *laboratorio*
Constante de Avogadro, 403 *laboratorio*, 405, 406
Constantes del producto de solubilidad, 856 *tabla*
Consumo diario recomendado (RDA), 126
Contadores de centelleo, 747 *ilustración*
Contadores Geiger, 739 *ilustración*, 747
Contaminación del aire, convertidores catalíticos, 711; lluvia ácida, 483, 494, 495, 535
Contaminación, térmica, 760 *ilustración*; rastreo con trazadores, 765
Convertidores catalíticos, 711
Corazón, imagen, 764 *ilustración*
Corcho, densidad del, 34 *tabla*
Corrosión, 554, 570, 572; del hierro, 557 *ilustración*, 557 *laboratorio*, 570; facilidad de oxidación de metales comunes, 587 *tabla*; origen de la palabra, 610
Corteza de sauce, extracción del ácido salicílico de la, 29
Cosméticos, pH de los, 5015
Cosmetóloga, 491
Costos de energía, y fuentes alternativas de energía, 724-727; aumento de entropía, 726-727; y catálisis, 726; y eficiencia, 727-728; y generación de electricidad, 726; y producción y reciclado de aluminio, 719
Cottrell, precipitantes, 470
Craqueo, *638*
Crayones, 168 *ilustración*
Crema de chocolate, 459 *ilustración*
Cristales, *132*; color de, 246; copos de nieve, 360; líquidos, 345
Cristales iónicos, 132-133
Cristales líquidos, 345
Cromado, 104 *ilustración*
Cromatografía, 324-325; en capa fina, 324; gas, 325; gel, 325; papel, 22 *laboratorio*, 310 *laboratorio*, 324, 326-327 *laboratorio*
Cromatografía de gases, 325
Cromatografía en gel, 325
Cromatografía en papel, 22 *laboratorio*, 310, 324, 326-327 *laboratorio*
Cromatrografía en capa fina, 324. *Véase también* Cromatografía
Cromo, 291; como elemento esencial, 126; compuestos coloridos de, 101; configuración electrónica, 245 *ilustración*, 291; electrochapado, 609 *ilustración*; propiedades, 291
Cronometraje de la reacción almidón-yodo, 218 *laboratorio*
Cruzamiento de enlaces, 655, *656*
Cuarzo, 246 *ilustración*
Cuarzo rosa, 246
Cubiertas antiadherentes, 647-648
Cuerpo humano, composición del, *ilustración 17*, *666*
Cuestionarios de repaso, 47, 81, 115, 149, 185, 225, 253, 297, 335, 367, 401, 433, 477, 513, 551, 581, 619, 663, 701, 737, 777
Curie, Irene, 741
Curie, Marie, 741, 768
Curie, Pierre, 741
Curvas de calentamiento, 362
Curvas de enfriamiento, 363

D

da Vinci, Leonardo, 564
Daguerre, L. J. M., 564
Daguerreotipos, 564
Dalton, John, 52-53, 59, 228
Davy, Humphrey, 11 *laboratorio*, 601
DDT, 641
De pantalla, *302*, 303 *ilustración*
Decaimiento alfa, 743
Decaimiento beta, 745
Decaimiento gamma, 745-746
Decaimiento radiactivo, 743, 745-747; ecuaciones nucleares, 743, 745-746, 746 *problema*; modelo del, 748-749 *laboratorio*; partículas alfa, 743; partículas beta, 745; rayos gamma, 745-746
Decano, 180 *tabla*
Deforestación, 144
Delicuescentes, sustancias, 165
Demócrito, 51
Densidad, *34*; de materiales comunes, 34 *tabla*; del agua, 34 *tabla*, 436-437, 440; determinación de, 35; tendencia en la tabla periódica, 86; y la composición de un centavo, 36-37 *laboratorio*
Depresión del punto de congelación, 464-465, 466
Desalación, 468
Descomposición catalítica, 674-675 *laboratorio*
Descomposición por medio de microondas, 318
Desecantes, 165
Desechos tóxicos, eliminación de desechos radiactivos, 772-773; electrólisis de los, 614
Deshielo, 465 *ilustración*
Desmineralización, 278
Desnaturalización, *671*, 674-675 *laboratorio*
Desnitrificación, 571
Desorden, y entropía, 712-713
Desoxirribosa, 685
Desperdicio de vidrio, 58
Destilación, *168*, 169 *ilustración*, 638; fraccionada. *Véase* Destilación Fraccionada; origen de la palabra, 638
Destilación fraccionada, 272 *ilustración*, 352-353, 637
Destiladores solares, 168
Detectores de humo, 744
Detectores de radón, 770 *laboratorio*
Detergentes, 455
Deutero (D), **766**
Diagramas de punto de Lewis, 77; para los elementos del grupo principal, 96 *ilustración*
Diagramas de punto electrón, conversión a modelos moleculares, 314-315
Diamantes, 24 *ilustración*, 105, 173, 175
1,6-Diaminohexano, 656 *ilustración*
Diclorometano, 641 *ilustración*
Diferencia de electronegatividad (*ΔEN*), 303-304, 310 *problema*; y enlace covalente, 307-309; y enlace iónico, 303-304; y enlace covalente polar, 308-309
Diferencia de potencial, 586 *laboratorio*, 586
Difosfato de adenosina (ADP), 691, 693 *ilustración*, 730
Difusión, *349*; de gases, 341 *laboratorio*, 349; en líquidos, 349
Digestión, y enzimas, 672
2,2-Dimetilpropano, 628 *ilustración*
Diodos, 110-111
Diodos emisores de luz (LED), 590 *ilustración*
Dipéptidos, 670
Disacáridos, 678
Discos compactos (CD), producción de, 611
Disociación, *452*
Disprosio, 293
Dobereiner, J. W., 85-86
Doble hélice, ADN, 500, 686
Dobles enlaces, *319*, 629 *ilustración*

Dulces, cromatografía de los colorantes en, 326-327 *laboratorio*
Dulzura, 519, 680

E

Ebullición, 354, 356
Ecuaciones con palabras, 191, 198-199 *problema*
Ecuaciones iónicas, 518; 517-518, 520, 521 *problema*; para ácido fuerte + base débil, 522-523, 524 *problema*; para ácido débil + base fuerte, 528-529, 529 *problema*
Ecuaciones iónicas netas, **520**, 521 *problema*
Ecuaciones nucleares, 742; escritura y balanceo, 742, 746 *problema*; y el decaimiento radiactivo, 743, 745-747
Ecuaciones, químicas. *Véase* Ecuaciones iónicas, 517-518, 520, 521 *problema*; nucleares, 742, 746 *problema*
Ecuaciones químicas, balanceo, 196-197; conversión de ecuaciones con palabras a, 191; escritura, 190-191, 193-194, 198-199, 201-202 *problema*; y energía, 193-194
Edad de Bronce, 567
Edad de Hierro, 567
Edad de piedra, 567
Efecto Tyndall, *472*, 473 *ilustración*
Eficiencia de una reacción, 420
Eficiencias típicas en la producción de energía, 727 *tabla*, 727-728
Einstein, Alfred, 756
Eka-aluminio, 89
Eka-silicio, 89
Electricidad, 722
Electrochapeado, 609-610, 611
Electrochapeado con zinc, 609-610
Electrodeposición, 611
Electroforesis, 610
Electrólisis, 600-605, 609-610; de desechos tóxicos, 614; formación de sodio metálico por, 262; formación y descomposición del yoduro de zinc por medio de, 134-135 *laboratorio*; limpieza por, 610; origen de la palabra, 602; proceso de, 602, 602-604 *laboratorio*; refinamiento de menas por, 604 *ilustración*, 604-605, 606-608; y electrochapado, 609-610; y la producción de sustancias químicas, 603-604
Electrólitos, *142*; ácidos como, 488; bases como, 492
Electronegatividad, *301*-303; diferencias en. *Véase* Diferencia de electronegatividad (ΔEN); origen de la palabra, 301; tendencia en la tabla periódica, 302-303; y compuestos covalentes, 307-309; y compuestos iónicos, 303-304, 306; y puentes de hidrógeno, 438
Electrones, *59*, 64, 65 *tabla*. *Véase también* Electrones de valencia; compartimiento de, 136-139; descubrimiento de, 59-60, 228; modelo de la nube electrónica, 75-77, 238-239; no enlace, 314; orbitales, 67-68, 68 *ilustración*; pares de enlace, 314; subniveles electrónicos, 233; y el modelo atómico de Bohr, 68-69; y niveles energéticos. *Véase* Niveles energéticos
Electrones de valencia, 76-77, 94; compartimiento de los, 301 *ilustración*; efecto de pantalla, 302, 303 *ilustración*; en metales, 103, 104; en metaloides, 103, 104; en no metales, 103, 104; tendencias en la tabla periódica, 225, 241-245, 248; y colisiones atómicas, 128; y configuración electrónica, 241-245; y reacciones entre metal y ácido, 234-235 *laboratorio*; y semiconductores, 109 *ilustración*; y subniveles, 233; y tamaño atómico, 257
Elementos, *24*-25, 27; cargas iónicas de algunos, 155 *tabla*; cereal fortificado con, 28 *laboratorio*; compuestos de. *Véase* Compuestos; configuración electrónica de los, 854-855 *tabla*; diatómicos, 151-172; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; en la corteza terrestre, 124 *ilustración*, 666 *ilustración*; esenciales para una buena salud, 126; espectro de emisión, 72, 74, 75 *laboratorio*; lista alfabética de los, 850 *tabla*; masa molar de los, 407; masas relativas de los, 407; número de átomos en una muestra de, 407, 409 *problema*; porcentaje de masa en compuestos, 421; predicción de propiedades de elementos desconocidos, 87 *laboratorio*; propiedades de los, 851-853 *tabla*; símbolos de los, 27, 27 *tabla*, 90-91 *ilustración*; sintéticos, 100; *tabla* periódica de los. *Véase* Tabla periódica de los elementos
Elementos de transición interna, 102, *248*, 292-293; configuración electrónica, 248, 292; radiactividad, 293; usos, 292-293
Elementos de transición, 92, **101**-102, 104. *Véase también* Actínidos; como metales para monedas, 290; compuestos iónicos de los, 162, 162; configuración electrónica, 246-247: fórmulas de los compuestos que contienen, 162-163, 163 *ilustración*; fórmulas de compuestos que contienen, 160, 162-163 *problema*; Lantánidos; múltiples estados de oxidación, 281; nomenclatura de compuestos que contienen, 164, 164 *tabla*; número de oxidación, 160, 163; propiedades, 284-284; tendencia del tamaño atómico, 283; usos, 290-291; y gemas, 281
Elementos del cuarto periodo, configuración electrónica, 245; propiedades, 280-281
Elementos del grupo 1. *Véase* Metales alcalinos
Elementos del grupo 13, 268; carga iónica, 155 *tabla*; configuración de los electrones de valencia, 241, 242, 268; propiedades, 268; usos, 269
Elementos del grupo 14, 269; configuración de los electrones de valencia, 241, 242, 269; propiedades, 269; usos, 269, 269 *ilustración*
Elementos del grupo 15, 271-272 *ilustración*; carga iónica, 155 *tabla*; configuración de los electrones de valencia, 241, 242, 271
Elementos del grupo 16, 274-275; carga iónica; 155 *tabla*; configuración de los electrones de valencia, 229, 242, 274; propiedades, 274; usos, 275
Elementos del grupo 17, 276, 277 *ilustración*; carga iónica 155; *tabla*; configuración de los electrones de valencia, 242, 276; reactividad, 96 *laboratorio*, 276; usos, 277
Elementos del grupo 18 (gases nobles), *94*, 97, 279; configuración de los electrones de valencia, 242; configuración electrónica, 243, 244 *tabla*, 281; estabilidad, 129-130, 279
Elementos del grupo 2. *Véase* Metales alcalinotérreos
Elementos del grupo 3, 281
Elementos del grupo 5, 281
Elementos del grupo 6, 281
Elementos del grupo principal, 238-274, 259-279; halógenos. *Véase* Halógenos; metales alcalinotérreos. *Véase* Metales alcalinotérreos; metales alcalinos. *Véase* Metales alcalinos; patrones de metales-metaloides-no metales-gases nobles, 256, *ilustración*; reactividad química del periodo 2, 259-261; tendencia del radio atómico, 257-260; tendencia del radio iónico, 258, 259; tendencias en las propiedades metálicas, 256 *ilustración*
Elementos del segundo periodo, 242, 243 *tabla*
Elementos del tercer periodo, configuración electrónica, 243, 243-244 *tabla*
Elementos diatómicos, 172, 396; enlaces covalentes entre los, 306; modelos de goma de dulce de los, 313

Elementos esenciales, 126, alótropos, 173-177; elementos diatómicos, 172
Elementos moleculares, *172*-177. *Véase también* Compuestos moleculares
Elementos sintéticos, 102
Empaques calientes, 460 *ilustración*, 706
Emulsiones, 470
En el trabajo, bioquímico, 676-677; científico forense, 12-13; especialista en cuidar jardines, 210-211; farmacéutico, 634-635; laminador de metales, 612-613; operadora de aguas residuales, 448-449; química cosmetóloga, 490-491; químico, 316-317
Encendedor, 627 *ilustración*
Encendedores, 292
Endotérmicas, reacciones, *Véase* Reacciones endotérmicas
Energía, *40*, 362; almacenamiento de energía en ATP y ADP, 691; conservación de la, 707; dirección de una reacción y, 213 en los alimentos, 717, 717 *tabla*, 720-721 *laboratorio*, 724, 724 *problema*; en reacciones químicas. *Véase* Cambios de energía, y reacciones químicas; en sistemas naturales, 732-733; fuentes alternativas de, 724-725; origen de la palabra, 707; relación con la masa ($E = mc^2$), 756; y reacciones nucleares, 759
Energía cinética, y difusión, 349; y escala Kelvin, 347-348; y masa y velocidad de las partículas, 348-349; y temperatura, 346-348, 360-361 *laboratorio*
Energía de activación, *216*, 220, 709-710
Energía del viento, 725
Energía geotérmica, 724-725
Energía solar, 724
Enfermedades del corazón, 694
Enlace covalente polar, *308*-309; propiedades de compuestos que tienen, 309; y agua, 309; y cromatografía en papel, 310 *laboratorio*
Enlace metálico, *311*
Enlace peptídico, 670
Enlaces covalentes, *138*-139, 300-301; compartimiento casi equitativo de electrones, 307; compartimiento equitativo de electrones, 306; diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace (ΔEN), 307-308; polar, 308-309
Enlaces iónicos, *132*, 133, 300-301; diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace (ΔEN), 303, 304
Enlaces sencillos, 629 *ilustración*
Enlaces, covalentes. *Véase* Enlaces covalentes; compartición de electrones modelo de, 301; diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace (ΔEN), 303-304, 308-309, 310 *problema*; iónico. *Véase* Enlaces iónicos; metálicos, 313-314; modelo de los electrones compartidos, 301; péptido, 670; y electronegatividad, 301-303
Ensayos a la flama, 219 *laboratorio*
Entalpía, 708
Entropía, 712-713; y producción de energía, 726-727; y sistemas vivos, 732-733
Envenenamiento con monóxido de carbono, 388, 694
Envenenamiento con plomo, 270
Enzimas, *220*, 672-673; desnaturalización de las, 671, 674-675 *laboratorio*; modelo del sitio activo, 672 *ilustración*; y el metabolismo, 689
Equilibrio, *209*, 212-213; principio de Le Chatelier, 212-213; vapor-líquido, 354-355, 356; y el proceso Haber (síntesis de amoniaco), 214-215; y la adición de reactivos y energía, 213; y retiramiento de productos, 212-213
Equilibrio dinámico, 209
Escala Celsius, 347-348 *problema*, 795
Escala de pH, 501-504 *ilustración*, 505 *ilustración*; desarrollo de la, 500; interpretación, 502, 503
Escala Fahrenheit, 347-348, 795
Escala Kelvin, 347-348 *problema*, 795
Escalas de temperatura, 347-348, 795; conversión entre las, 348 *problema*
Escandio, 245
Escorbuto, 688
Escoria, 284, 567 *ilustración*
Esmog, 495
Esmog fotoquímico, 495
Especialidades analíticas forenses, 12-13
Especialista en tecnología médica, 677
Especialistas en cuidar jardines, 210-211
Especias, 16 *ilustración*
Espectro. *Véase también* Espectro electromagnético; Espectro de emisión; origen de la palabra, 231
Espectro electromagnético, *69*-70
Espectrómetro de masas de aceleración en tándem (TAMS), 75
Espectrómetros de masa, 325
Espectros de emisión, *72*, 74, 75 *laboratorio*, 231-232, 232 *laboratorio*, 232 *ilustración*
Espuma, 471; estado de la materia y, 3 *laboratorio*
Espuma de jabón, 158, 189 *ilustración*
Estado físico en ecuaciones químicas, 193
Estados de la materia, 33, 338-345. *Véase también* Gases; cambios en los. *Véase* Cambios de estado; Líquidos; Plasmas; Sólidos; tendencias en la tabla periódica, 90-91 *ilustración*
Estalactitas, 525
Estalagmitas, 525
Estaño, 27 *tabla*, 269, 570 *ilustración*
Estaño(II), fluoruro de, 277
Estatua de la Libertad, corrosión de la, 570
Estequiometría, *404*-405; átomos en una muestra de un elemento, 409 *problema*; masa del número de moles de un compuesto, 410 *problema*; masa molar de un compuesto, 408, 410 *problema*; masa molar de un elemento, 408, 409 *problema*; molaridad a partir de una titulación, 541, 542 *laboratorio*, 544, 545 *problema*; origen de la palabra, 407; porcentaje en masa, 421, 422-423 *laboratorio*; predicción de la masa de un producto, 414-415 *problema*; predicción de la masa de un reactivo, 414-415 *problema*; rendimiento teórico y rendimiento real, 420; unidades fórmula en una muestra de un compuesto, 409 *problema*; y fórmulas químicas, 426-428; y la constante de Avogadro, 405; y la ley del gas ideal, 418-419, 419 *problema*; y rendimiento porcentual, 420; y volúmenes molares, 407, 409 *problema*, 418 *laboratorio*
Ésteres, 643 *ilustración*, 645 *laboratorio*
Esteroides, *682*
Estómago, acidez y antiácidos, 535-536, 538
Estroncio, 265; reactividad, 266-267 *laboratorio*; usos, 268
Estroncio, hidróxido de, 498 *tabla*
Estructura atómica, modelo de Bohr, 67-68, 228; descubrimiento de, 59-63, 228-229; modelo de la nube electrónica, 75-77, 229, 238-239; modelo nuclear, 63; y la *tabla* periódica, 93-94, 96 *laboratorio*, 986-97, 241-245
Estructura de la materia, 7 *ilustración*
Etano, 180, 180 *tabla*, 633; deshidrogenación, 726; forma molecular del, 321 diagramas estructurales, 624 *tabla*
Etanol, 138 *ilustración*, 642, 815 *tabla*; analizadores del aliento, 569; calor específico, 445 *tabla*; fórmula y usos, 30 *tabla*; presión de vapor, 355; producción de etanol por fermentación, 695; síntesis de, 645-646; vaporización del, 355 *laboratorio*
Eteno. *Véase* Etileno
Éter (éter dietílico), 643 *ilustración*
Éter etílico, 643 *ilustración*
Éteres, 643 *ilustración*

Etilenglicol, 30 *tabla*, 465 *ilustración*, 466, 630, 642, 815 *tabla*
Etileno, 630, 630 *ilustración*; modelo molecular del, 322; reacciones de polimerización, 654 *ilustración*; síntesis de, 726
Etino, 633; formal molecular, 323
Etnobotánica, 144
Europio, 105 *ilustración*, 292-293
Evaporación, *350*, 446; 354-356; calor de, 358-359; como un proceso endotérmico, 446; de diferentes líquidos, 355 *laboratorio*
Exactitud, 799
Exotérmicas, reacciones, *Véase* Reacciones exotérmicas
Experimento de la hoja de oro de Rutherford, 62, 228
Explosión del Challenger, 140
Expresión cualitativa de la composición, **14**, 32
Expresión cuantitativa de la composición, **14**, 32
Extintores, 123 *ilustración*
Extrusión del acero con rodillos, 289
Extrusión, 288-289

F

Fabricación de acero, 285, *ilustración* 286-289; acero con carbono, 286 *tabla*, 286-289; aleaciones de acero, 288, 288 *tabla*; modelado, 288-289
$FADH_2$, 693 *ilustración*
Falsificación de arte, 754
Familias. *Véase* Grupos
Faraday, Michael, 604; y la observación de una vela, 10 *laboratorio*
Farmacéutico, John García, 634-635
Farmacia del bosque tropical, 144
Farmacología, 634-635
Farmacólogo, 635
Fármacos, desarrollo de nuevos, 29
Fase austenita, 106
Fase estacionaria, cromatografía en papel, 310 *laboratorio*
Fase martensita, 106
Fase móvil, cromatografía en papel, 310 *laboratorio*
Fechado con carbono-14, 750-751, 752-753, 755 *problema*
Fechado con termoluminiscencia (TL), 751
Fechado con uranio y plomo, 754
Fechado radiactivo, 752-753; de arte falsificada, 754; fechado con carbono-14, 750-751, 752-753, 755 *problema*
Fenilalanina, 669, 669 *tabla*
Fenoftaleína, 540 *ilustración*
Fermentación, *695*, 699; ácido láctico, 695, 699; alcohólica, 646, 695, 695 *ilustración*, 696 *laboratorio*
Fermentación alcohólica, 695, 695 *ilustración*, 696 *laboratorio*
Fermentación del ácido láctico, 695, 699
Fermi, Enrico, 760
Feromonas, 642 *ilustración*
Fertilizantes, 271, 272 *ilustración*, 424, 571
Fijación de nitrógeno, 53 *ilustración*, 271, 571
Fijador, 565 *ilustración*
Filtros para café, cromatografía con, 310 *laboratorio*
Fisión nuclear, 230, *757*-760; origen de la palabra (fisión), 759; reacción de fisión en cadena, 757, 757 *ilustración*, 758 *laboratorio*; reactores de fisión, 759-760
Flavín adenín dinucleótido($FADH_2$), 693 *ilustración*
Flexinol, 107
Fluidos. *Véase* Gases; Líquidos
Flúor, 276; como elemento diatómico, 172; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 243 *tabla*; electronegatividad, 301; reacción con gases nobles, 129; reactividad, 261, 276; y fluoración, 277, 278; y puentes de hidrógeno, 438
Fluoración, 277 *ilustración*, 278
Fluorita, 154 *ilustración*
Fluoroapatita, 278
Fluoruros, 277 *ilustración*, 278
Focos, 282
Focos incandescentes, 129 *ilustración*
Forma molecular, 313-315. *Véase* Polaridad
Formaldehído, 644
Fórmula empírica, *426*-428; determinación de la fórmula molecular correcta a partir de la, 428; determinación de porcentaje en masa a partir de la, 426-428; origen de la palabra, 426
Fórmula molecular, a partir de la fórmula empírica, 428
Fórmulas, *31*, 136; 160 *problema*; de compuestos covalentes, 178-179; de compuestos de elementos de transición, 163, 163 *problema*; de compuestos iónicos binarios, 153-155, 156 *problema*; de hidratos, 165; de iones poliatómicos, 159; determinación de fórmulas químicas con porcentaje en masa, 426-428; empíricas, 426-428; unidades fórmula múltiples, 167
Fórmulas químicas. *Véase* Fórmulas
Fortificado, cereal, 28 *laboratorio*
Fosfato, grupo, 271, 686
Fosforescencia, 740 *ilustración*
Fósforo, 271; alótropos, 173, 272; como elementos esencial, 126; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; importancia biológica, 271
Fósforo blanco, 173, 272 *ilustración*
Fósforo negro, 173
Fósforo rojo, 173, 272
Fósforo, pentacloruro de, 212
Fósiles, fechado radiactivo de, 752-753, 755 *problema*
Fotografía, desarrollo e impresión de fotografías, 565 *ilustración*; origen de la palabra (fotografía), 564; y bromuro de plata, 277, 564; y reacciones de oxidación-reducción (redox), 564
Fotosíntesis, 41 *ilustración*, 122-689, *729*-733; ciclo de Calvin, 731; ecuación total de la, 730; reacciones endotérmicas en la, 41, 732; reacciones luminosas, 730-731; reacciones redox en la, 575
Fraguado, 288
Francio, 261
Frasch, Herman, 274 *ilustración*
Frecuencia, 69 *ilustración*, 231
Freón, 641 *ilustración*
Fructuosa, 678
Fruta, oxidación de la superficie cortada, 575-576, 576 *ilustración*; tratamiento con etileno, 630 *ilustración*
Fuegos artificiales, 74
Fuentes alternativas de energía, 724-725; energía del viento, 725; energía geotérmica, 724-725; energía nuclear. *Véase* Planta de energía nuclear; energía solar, 724-725
Fuerzas interpartícula, *142*-143, 145
Fullerenos, 173, 176
Fundición de hierro, 558 *ilustración*
Fusión, calor de, 362-363
Fusión nuclear, 345, 760-762

G

Gadolinio, 293
Gadolinio-153, 764 *ilustración*
Galena, 269 *ilustración*
Galio, 89 *ilustración*, 268
Galio, arseniuro de, 272 *ilustración*
Galvani, Luigi, 584
Galvanizado, 291, 555, 555 *ilustración*
Gammagrafía, 764 *ilustración*
García, John (farmacéutico), 634-635
Gas natural, 636, 637
Gases, 33, *339*; condensación, 354; difusión, 341 *laboratorio*, 349; distribución de las velocidades de las partículas,

346 *ilustración*; ideales, 341; leyes de los gases que predicen el comportamiento de los. *Véase* Leyes de los gases; liberación de gases por reacciones químicas, 189; modelo cinético, 340-342, 341 *laboratorio*, 390 *ilustración*, 390 *ilustración*; presión. *Véase* Presión de los gases; principio de Avogadro, 396; propiedades, 339 *ilustración*; relación masa-presión, 371 *ilustración*, 371-372; relación masa-volumen, 373 *laboratorio*; relación temperatura-presión, 372-373; relación temperatura-volumen, 389-390, 391 *problema*; solubilidad en líquidos, 469; volumen molar, 415, 416 *problema*

Gases ideales, *341*

Gases inertes, 129-130, 281, 282. *Véase también* Gases nobles

Gases nobles, *94*, 97, 279; aplicaciones, 129 *ilustración*; configuración electrónica, 130 *ilustración*, 243-244, 244 *tabla*, 281; estabilidad, 129-130, 279; y la tabla periódica, 92

Gases sanguíneos, medición de, 487

Gasolina, 23, 143 *ilustración*, 622, 623, 624 *ilustración*; alcanos en la, 630; combustión, 189; octanaje, 624; producción, 638 *ilustración*; volatilidad, 33

Géiseres, 725

Geles, 38 *laboratorio*, 471

Gemas, colores de, 246

Generadores de partículas, 767 *ilustración*

Gente en la química. *Véase también* Conexión con otras profesiones; bioquímica, 678-679; científico forense, 12-13; farmacéutico, 634-635; laminador de metales, 596-597; operadora de aguas residuales, 448-449; química cosmetóloga, 490-491; químico, 316-317

Geometría molecular lineal, 313 *ilustración*, 319 *ilustración*, 323 *ilustración*

Geometría molecular pirámide triangular, 320 *ilustración*

Geometría molecular tetraédrica, 315 *ilustración*, 320 *ilustración*, 321 *ilustración*

Geraniol, 421

Germanio, 89 *tabla*, 269

Glándula tiroides, y yodo, 276, 764 *ilustración*

Glicerina, 455

Glicerol, 439 *ilustración*, 681

Glicina, 669

Glicógeno, 673, 679

Glicólisis, 692, 693 *ilustración*

Globos climáticos, 382, 383

Globos de aire caliente, 383, 385, 392 *ilustración*

Glucosa, 673, 678, 679; estructura, 653 *ilustración*; metabolismo de la, 690, 692, 693; producción de glucosa por fotosíntesis, 730

Glutamina, 669 *tabla*

Goodyear, Charles, 656

Grados, 347

Gráficas, 811-813; de barras, 811; de líneas, 811-812; de pastel, 811; de relación directa, 813; de relación inversa, 814

Gráficas de barras, 811

Gráficas de líneas, 811-812

Grafito, 105 *ilustración*, 173, 174

Granito, 21 *ilustración*

Grasas, 681. *Véase también* Lípidos; ácidos grasos en las, 681-682; artificiales, 684; Gray (unidad de radiación), 769

Grasas animales, 630 *laboratorio*, 682 *ilustración*

Grasas artificiales, 684

Grasas diseñadas, 684

Grasas insaturadas, 630, 630 *ilustración*

Grasas saturadas, 683

Grasas vegetales, 630 *laboratorio*

Griegos, primeras ideas acerca de la materia, 50-51; uso de modelos científicos por los, 9

Grupo amida, 644 *ilustración*, 670

Grupo amino, 644 *ilustración*, 669

Grupo carbonilo, 643 *ilustración*

Grupo carboxilo, 642 *ilustración*

Grupo hidroxilo, 642

Grupos, 96; estructura atómica de los elementos en los, 96-97; reactividad en los, 96 1aboratorio

Grupos funcionales, *640*-646; grupo amino, 644; grupo carbonilo, 644; grupo carboxilo, 642; grupo hidroxilo, 642; halógenos, 641; producción de compuestos que contienen, 645, 646

Guanina (G), 686

Guía de medidas de seguridad, 845-846

Guía para adquirir experiencia en la química, 791-814; calculadoras, 805-807; elaboración y uso de gráficas, 811-813; elaboración y uso de tablas, 810; método del factor unitario, 807-809; realiza e interpreta mediciones, 797-805; unidades del SI, 791-793

Guías de seguridad, 845

Gusto, sentido del, 519, 680

H

Haber, Fritz, 214-215

Hafnio, 87 *ilustración*

Hall, Charles Martin, 605

Halógenos, 84, 97, *276*, 277; configuración de los electrones de valencia, 277; hidrocarburos halogenados, 641; origen de la palabra, 276; propiedades, 85, 85 *tabla*; reactividad, 276; usos, 276, 277

HDPE, 657

Heisenberg, Werner, 238

Helio, 93, 94, 279; configuración electrónica, 130 *ilustración*, 242, 243, 244; densidad, 34 *tabla*; en aeronaves, 140; volumen molar, 415 *ilustración*

Hem, 284 *ilustración*, 694

Hemoglobina, 286, 537, 670, 672 *ilustración*, 693

Heptano, 180 *tabla*

Herrumbre, 39 *ilustración*, 120 *laboratorio*, 202 *ilustración*, 248, 555, 557 *laboratorio*, 570

Héroult, Paul, 605

Hershey, Alfred Day, 766

Hertz (Hz), 69 *ilustración*

Hexano, isómeros, 628; evaporación, 355 *laboratorio*

Hidratos, *164*-165; cemento, 166; compuestos químicos que predicen el clima, 164 *laboratorio*; fórmulas, 165; nomenclatura, 165

Hidrocarburos, *180*, 180 *tabla*, 495. *Véase también* Alcanos; Alquenos; Alquinos; aromáticos, 636; combustibles fósiles, 636-639, 709; grupos funcionales en hidrocarburos sustituidos, 640-646; insaturados, 629, 629-631, 630 *laboratorio*, 633; modelos, 321-323, 323 *laboratorio*; ramificación de los, 623; saturados. *Véase* Alcanos (hidrocarburos saturados); y craqueo, 638; y la contaminación atmosférica, 495; y reformación, 638

Hidrocarburos aromáticos, *636*, 638

Hidrocarburos de cadena abierta, 623

Hidrocarburos insaturados, *629*; alquenos, 629-631, 633; alquinos, 633, *tabla*, 636; hidrocarburos aromáticos, 636; y aceites comestibles, 630 *laboratorio*

Hidrocarburos no ramificados, 623

Hidrocarburos ramificados, 623

Hidrocarburos saturados (alcanos), **623**-626; isómeros, 627-628; nomenclatura y diagramas estructurales, 623-626, 626-627 *problema*; nomenclatura, 625-626, 626-627 *problema*; propiedades, 629

Hidrocarburos sustituidos, **640**-647. *Véase también* grupos específicos; producción, 646-647

Hidrogenación, 631

Hidrógeno, 93, 94; como combustible, 140; como elemento diatómico, 172;

como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 242; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; espectro de emisión, 72 *ilustración*, 231, 232 *ilustración*; modelo de la nube electrónica del, 239 *ilustración*; niveles energéticos, 73 *ilustración*, 76 *ilustración*; propiedades, 125; reacción con oxígeno, 125 *ilustración*, 198 *problema*, 216, 705 *ilustración*

Hidrógeno ácido, **484**

Hidrógeno líquido, 141

Hidroxiapatita, 278

Hidróxidos, 262

Hidróxidos metálicos, 489

Hidruros, 309

Hielo seco, 122 *ilustración*; sublimación del, 373 *laboratorio*

Hielo, 125 *ilustración*, 436; densidad, 34 *tabla*, 436-437, 440; sublimación, 354, 373 *laboratorio*

Hierro crudo, 284 *ilustración*

Hierro, 284-285 *ilustración*, 290; calor específico, 445 *tabla*; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 245 *ilustración*, 283 *laboratorio*; corrosión, 39 *ilustración*, 120 *laboratorio*, 202 *ilustración*, 248, 555 *ilustración*, 557 *laboratorio*, 570; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; estados de oxidación, 281; fundición de hierro en hornos, 558 *ilustración*, 567; importancia biológica, 284; propiedades, 6 *ilustración*, 38, 39 *ilustración*, 104, 280, 290; reacción con cloro, 129 *ilustración*; reacción con HCL, 482 *ilustración*; reacción con sulfato de cobre, 203 *ilustración*; separación de las menas, 284; símbolo químico, 27 *tabla*

Hierro, cloruro de, 138 *ilustración*

Hierro, pirita, 52 *ilustración*, 163 *ilustración*

Hierro(II), óxido de, 246

Hierro(II), sulfato de, 160 *ilustración*

Hierro(III), sulfato de, 160 *ilustración*

Hilanderas, 652

Hindenburg, 140

Hiperventilación, 533

Hipo, 534

Hipótesis, 57

Hollín, 470, 637 *ilustración*

Hombre de hielo, fechado del, 750-751

Homogéneo, origen de la palabra, 23

Hormonas sexuales, 682

Hormonas, 690

Hornos, 558 *ilustración*, 567

Hornos de microondas, 318

Horticultor, 211

Huellas digitales, revelado de, 12

Hueso, detección de osteoporosis detección, 764 *ilustración*; centellografía, 764 *ilustración*; reacción con vinagre, 169 *laboratorio*

Huevo, cascarones de, calcio en los, 169 *laboratorio*; reacción con vinagre, 483 *ilustración*

Huevo, claras de, desnaturalización de las proteínas de, 671 *ilustración*

Hulla, 105, 197 *ilustración*, 636, 639

Humo, detectores de, 744

I

Icebergs; centro de gravedad, 26, 125 *ilustración*

Imperio romano, y envenenamiento con plomo, 270

Indicadores ácido-base, 481, 504; azul de bromotimol, 518 *laboratorio*; indicador de jugo de col, elaboración y uso, 506-507 *laboratorio*; intervalo de pH de diferentes, 504 *ilustración*; lista de, 858 *tabla*; requisitos, 543; titulación, 540

Indicadores, ácido-base. *Véase* Indicadores ácido-base

Indigestión ácida, 535-536

Indio, 268

Ingeniero de minas, 613

Ingeniero químico, 317

Inhibidores, *221*

Inspector de alimentos y fármacos, 491

Inspector de salud ambiental, 449

Insulina, 690

Intercambiadores iónicos, 158

Invar, 288 *tabla*

Investigador privado, 13

Ion carbonato hidrógeno, y amortiguadores, 532-533, 535

Ion cloruro, 258 *ilustración*

Iones, 132, 240; espectadores, 520; predicción de carga, 154-155

Iones espectadores, *520*, 522

Iones hidronio, *483*, 484, 486, 517; y pH, 501, 502 *problema*, 503

Iones hidróxido, 156 *ilustración*, 489-517; y pH, 501, 502 *problema*, 503

Ionización, 488; de ácidos, 488, 498-499; de bases, 489

Ionziación ácida, 488

Iridio, 290

Irradiación, de alimentos, 767

Irrigación, 156

Isla Three Mile, 760 *ilustración*

Isómeros, 627-628; de posición, 631; estructurales, 628; geométricos, 631

Isómeros estructurales, 628

Isómeros geométricos, 631

Isómeros posicionales, 631

Isopropanol, 642

Isótopos, **60**. *Véase también* Radioisótopos; representación con centavos, 61 *laboratorio*; vida media de isótopos comunes, 752 *tabla*; y masa atómica, 65, 66 *ilustración*; y notación nuclear, 742

Isótopos radiactivos, ecuaciones nucleares para los, 742, 746 *problema*; métodos de fechado que utilizan, 750-751, 752-753, 755 *problema*; modelo del decaimiento, 748-749 *laboratorio*; radiación emitida por los, 743, 745-746; vida media, 752, 752 *tabla*

Iterbio, 105

Itrio, 292

J

Jabones, 455, 494

Jardinería, y anhídridos básicos, 494

Jordan, Lynda (bioquímica), 676-677

Joule (J), *358*, 707

Jugo de col, indicador ácido-base, 506-507 *laboratorio*

Jugo de naranja, 15 *ilustración*

K

Kekulé, August, 636

Kelvin (K), **347**

Kilocalorías, **717**

Kilopascal (kPa), **376**

Kriptón, 129, 130 *ilustración*, 244 *tabla*, 279

L

Laboratorios de introducción, amortiguador, 515 *laboratorio*; ¿Cambio físico o químico?, 515; ¿Dónde está?, 3; ¿Qué hay adentro?, 49; ¿Qué tanto es un mol?, 403; ¿Una batería de limón?, 583; Acelerando reacciones, 707; Aderezo de aceite y vinagre, 301; carga eléctrica, 227 *laboratorio*; Definición de densidad, 339; diferencias en la masa, 3 *laboratorio*; elementos, compuestos y mezclas, 151 *laboratorio*; Elementos, compuestos y mezclas, 153; evidencia de una reacción química, 117 *laboratorio*; Formación de soluciones, 435; hidrocarburos, 621 *laboratorio*; Más que sólo aire caliente, 371; Materiales magnéticos, 257; Medición del pH utilizando indicadores naturales, 479; Metales versátiles, 85; Observa una reacción química, 189; Observación de

la carga eléctrica, 229; Observación de una reacción de oxidación-reducción, 553; Prueba para detectar azúcares simples, 667; Reacciones en cadena, 743; Sintetiza un producto viscoso, 621; Un líquido que cambia de rojo a incoloro, 119
Laboratorios de Química. *Véase también* Minilaboratorios; cambios de estado y energía cinética, 360-361 *laboratorio*; capacidad de reacción y electrones de valencia de metales, 234-235 *laboratorio*; clasificación de compuestos como iónicos o covalentes, 170-171 *laboratorio*; combustión de una vela, 10-11 *laboratorio*; composición de los centavos, 36-37 *laboratorio*; composición porcentual en masa de los compuestos en una mezcla, 422-423 *laboratorio*; compuestos químicos en la cocina, 18-19 *laboratorio*; conservación de la materia, 54-55 *laboratorio*; cromatografía en papel, 326-327 *laboratorio*; decaimiento radiactivo, 748-749 *laboratorio*; descomposición catalítica, 674-675 *laboratorio*; diferencias entre polímeros, 649-651 *laboratorio*; formación y descomposición del yoduro de zinc, 134-135 *laboratorio*; identificación de soluciones acuosas, 456-457 *laboratorio*; indicadores ácido-base, 506-507 *laboratorio*; ley de Boyle, 386-387 *laboratorio*; reacciones de oxidación-reducción (redox) con átomos y iones de cobre, 560-561 *laboratorio*; reacciones de oxidación-reducción (redox) en celdas electroquímicas, 592-593 *laboratorio*; reacciones y cargas iónicas de los metales alcalinotérreos, 266-267 *laboratorio*; tendencias en la *tabla* periódica, 98-99 *laboratorio*; tipos de reacciones químicas, 204-205 *laboratorio*; titulación de vinagre, 544-545 *laboratorio*; valor energético de algunos elementos comunes, 720-721 *laboratorio*
Laboratorios en casa, 868-878
Lactasa, 673
Lactosa, 678
Lactosa, intolerancia a la, 220 *ilustración*, 673
Lagos ácidos, 535
Lagos amortiguados, 535
Laminador de metales (Harvey Morser), 612-613
Lámpara de halógeno, 105
Lantánidos, 90-91 *ilustración*, 92, 102, 105, 248 292-293
Lantano, 292
Latón, 23 *tabla*, 291
Lavoisier, Antoine, 51, 56, 196
LCD (pantallas de cristales líquidos), 345
LDPE, 657
Le Chatelier, Henri Louis, 212
Leche de magnesia, 538
Leche, 503
LED, 590
lejía, 263 *ilustración*, 455, 494
Lenguaje artístico. *Véase* Conexión con la literatura
Levadura, fermentación con, 695, 696 *laboratorio*
Levaduras, fermentación por, 695, 696 *laboratorio*
Levi, Primo, 95
Ley combinada de los gases, 392-*393*, 393-394 *problema*
Ley de Boyle, *381*, 384-385 *problema*; deducción de la, 380-381, 386-387 *laboratorio*; explicación cinética de la, 384; y los popotes, 384 *laboratorio*; y los globos climáticos, 382, 383
Ley de Charles, 369 *laboratorio*, 389-390, 391 *problema*
Ley de la conservación de la energía, **707**
Ley de la conservación de la materia (masa), *40*, 54-55 *laboratorio*; descubrimiento de la, 51, 196; reciclaje y la, 53
Ley de las proporciones definidas, **52**
Ley de las proporciones definidas, *52*
Ley de los volúmenes de gases combinados, **394**, 396, 404
Ley del gas ideal, 418 *problema*, 418-419 *laboratorio*, 419 *problema*
Ley periódica, **92**
Leyes científicas, *57*
Leyes de los gases, 380-382, 389-394; ley combinada de los gases, 392-393, 393-394 *problema*; ley de Boy1e, 380-382, 384 *laboratorio*, 384-385 *laboratorio*, 386-387 *problema*; ley de Charles, 389-*390*, 391 *problema*; ley de los volúmenes de gases combinados, 394, 396; ley del gas ideal, 418, 418-419 *problema*, 419 *laboratorio*, 419 *problema*
Libby, Willard, 750
Lingotes, hierro en, 284 *ilustración*
Lípidos, 667, *681*-683; esteroides, 682; estructura, 681, 682; funciones, 683; y ácidos grasos, 681-682; y grasas artificiales, 681-682, 684
Líquidos, 33, *338*; ebullición, 356, 360; difusión en los, 349; gases disueltos en los, 469 *ilustración*; evaporación, 350; congelación, 362-363; modelo cinético de los, 342; propiedades, 339 *ilustración*; y tensión superficial, 442-443; volatilidad, 351, 355
Líquidos para limpiar lentes de contacto, 673 *ilustración*
Litio, 84, 95, 97, 260, 261; compuestos iónicos formados con, 133 *laboratorio*; configuración electrónica, 242, 243, 243 *tabla*; estructura atómica, 66 *ilustración*; radio iónico, 259; reactividad, 259, 261; tamaño atómico, 257
Litio, fluoruro de, 261 *ilustración*, 304
Litio, hidróxido, 201, 416 *problema*, 498 *tabla*
Lluvia ácida, 483, 493-494, 495, 535
Longitud de onda, 69 *ilustración*, 231
Longitud, medición de la, 786, 789, 790
Luces fluorescentes, 345
Luciérnagas, 575 *ilustración*
Luciferasa, 575 *ilustración*
Luminol, 573, 574
Luz, y el espectro electromagnético, 231
Luz blanca, espectro de la, 69 *ilustración*
Luz fría, 195
Luz visible, 69 *ilustración*, 70

M

Madera balsa, densidad de, *34 tabla*
Madera, calor específico, 445 *tabla*, 636
Magma, 724
Magnesio, 264; como elemento esencial, 126; compuestos iónicos formados con, 133 *laboratorio*; efecto de pantalla, 302, 303 *ilustración*; en el agua del mar, 588; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; propiedades, 264; reacción redox con magnesio y cobre, 588 *ilustración*; reactividad, 96 *laboratorio*, 264; usos, 265
Magnesio, cloruro de, reacción con nitrato de plata, 198-199 *problema*
Magnesio, dióxido de, 39 *ilustración*
Magnesio, hidróxido de, 30 *tabla*, 498 *tabla*, 815 *tabla*
Magnesio, óxido de, 152, 265
Malaquita, 246, 246 *ilustración*
Maleabilidad, *311*
Maltosa, 678
Manganeso, configuración electrónica, 245 *ilustración*; como elemento esencial, 126
Manganeso(IV), óxido de, reducción en celdas secas de carbono y zinc, 594 *ilustración*
Manómetro para neumáticos, 375
Mantequilla, 143 *ilustración*
Mar Muerto, 458
Marcapasos, baterías de litio en los, 595

Mármol, disolución en ácido del, 483, 483 *ilustración*
Masa, *4*, 4; atómica. *Véase* Masa atómica; comparación, 4 *ilustración*; conservación de la, 40, 196-197; determinación del número de átomos a partir de la, 408 *laboratorio*; medición, 796-797; molar. *Véase* Masa molar; molecular, 408; relación con el volumen de un gas, 373 *laboratorio*; relación con la energía ($E = mc^2$), 756; velocidad de las partículas en la masa y la energía cinética, 348-349
Masa atómica, 65, 66 *ilustración*, 84, 90-91 *ilustración*
Masa fórmula, *408*, 409 *problema*
Masa molar, 406-*407*, 412; a partir del número de átomos en una muestra de un elemento, 409 *problema*; de un compuesto, 408, 410 *problema*; de un elemento, 407, 409 *problema*; y el número de unidades fórmula en una muestra de un compuesto, 409 *problema*; y la predicción de la masa de un producto, 414-415, 416 *problema*; y la predicción de la masa de un reactivo, 414-415 *problema*; y masa de un número de moles de un compuesto, 410 *problema*
Masa molecular, *408*, 410 *problema*
Materia, 4. *Véase también* Átomos; Compuestos; Elementos; Estados de la materia; cambio en el estado de la, 350, 354-356, 358-359, 360-361, 362-363 *laboratorio*, 364-365; clasificación, 14-16, 18, 20-24 *ilustración*; composición y comportamiento, 5, 5 *ilustración*; conservación de la, 51 *ilustración*, 53, 54-55 *laboratorio*; densidad, 34; estados de la, 33, 338-345; ideas de los primeros griegos acerca de la, 50-51; mezclas de la, 15, 16, 20-23, 20-24; modelo atómico de la, 9; propiedades, 5, 5 *ilustración*, 5-6, 32-41; sustancias, 14-15; teoría cinética de la, 339-343; visión macroscópica de la, 7; visión submicroscópica de la, 7-8
Materia submicroscópica, 7, 10
Materiales alcalinos, 498
Materiales amorfos, *343*
Mecánico de maquinaria industrial, 449
Medicina nuclear, 763-764
Mediciones, de longitud, 786, 789-790; como observación cuantitativa, 14; de masa y peso, 788; de temperatura, 786-787; de volumen, 786-787; precisión y exactitud de las, 790; sistema SI para las, 791; y cifras significativas, 783-785; y notación científica, 792-795
Meitner, Lise, 757
Membranas celulares, 683
Membranas lipídicas, 683
Membranas permeables, 468
Membranas selectivamente permeables, 467
Mendeleev, Dmitri, 86-89, 92
Menisco, 444
Mercurio, punto de ebullición, 356; espectro de emisión, 232 *ilustración*; punto de fusión, 281; propiedades físicas, 25 *ilustración*, 104; tensión superficial, 444 *ilustración*, *443*
Metabolismo, *689*, 693. *Véase también* Biomoléculas; fermentación, 689 *laboratorio*; fotosíntesis, 729-733; mapa del, 695, 696 *ilustración*; respiración, 690-692, 696, *ilustración*, 698
Metal Misch, 292
Metales, 100, *101*-102; conductividad, 311, 312; configuración de electrones de valencia, 234-235 *laboratorio*, 241, 311-312 versatilidad de, 83 *laboratorio*; corrosión, 557 *laboratorio*, 570, 572; enlaces en los, 311-312; estructura atómica, 103; memorización de la forma, 106-107; oxidación, facilidad de, 587 *tabla*; propiedades, 101, 103 *tabla*, 104, 105, 311; reacción con ácidos, 482, 483 *ilustración*; reacciones que implican oxidación-reducción (redox), 570; tendencia en la tabla periódica, 98-99 *laboratorio*
Metales alcalinos, 84, 97, *261*, 262-263 *ilustración*; carga iónica en los, 155 *tabla*; configuración de los electrones de valencia, 241; configuración electrónica, 261; propiedades físicas, 261; reactividad, 261, 262, *ilustración*
Metales alcalinotérreos, 97, 155 *tabla*, *264*; cargas iónicas, 266-267 *laboratorio*; configuración de los electrones de valencia, 241; propiedades, 264; reactividad, 96 *laboratorio*, 264, 265, 266-267 *laboratorio*
Metales con memoria de la forma, 106-107
Metales de acuñar, 84, 108, 290
Metales dúctiles, 311
Metales, aleaciones con. *Véase* Aleaciones
Metaloides, *103*; configuración de electrones de valencia, 241; estructura atómica, 103; posición en la tabla periódica, 100; propiedades, 105; tendencia en la tabla periódica, *98-99* *laboratorio*
Metano, 180-180 *ilustración*, 181, 307 *ilustración*, 623 *ilustración*, 815 *tabla*; agua contra, 436 *tabla*; combustión, 194, 709 *ilustración*; depósitos marinos de, 180; forma molecular, 320-321; fórmula y usos, 30 *tabla*; no polaridad, 330
Metanol, 406, 642 *ilustración*
2-Metilbutano, 628 *ilustración*
2-Metilhexano, 628 *ilustración*
3-Metilhexano, 628 *ilustración*
2-Metilpropano, 623 *ilustración*, 627-628
Método científico, 57
Mezclas, 15, *16*, 20-24; análisis de las, 422-423 *laboratorio*; composición, determinación de la, 18-19 *laboratorio*; de agua y alcohol, 21 *laboratorio*; ejemplos de mezclas de todos los días, 16 *ilustración*; heterogéneas, 21; homogéneas (soluciones), 22-23; separación de las, 20, 324-325
Mezclas heterogéneas, 21-22; origen de la palabra (heterogéneo), 21
Mezclas homogéneas. *Véase* Soluciones
MFA. *Véase* Microscopio de fuerza atómica (MFA)
Microondas, radiación, 69, 70 *ilustración*, 318
Microscopio de exploración con sonda (SPM), 236
Microscopio de exploración de túnel (STM), 8, 237
Microscopio de fuerza atómica (MFA), 237
Microscopios, 236-237; microscopio de exploración con sonda (SPM), 236; microscopio de exploración de túnel (STM), 8, 237; microscopio de fuerza atómica (AFM), 237
Minerales, y nutrición, 126
Minerales, refinamiento bacteriano de los, 723; separación de hierro de los, 284, 558 *ilustración*
Minilaboratorios. *Véase también* Laboratorios de química; aleaciones de cobre y zinc, 25 *laboratorio*; antiácidos y química ácido-base, 504 *laboratorio*; baterías de limón, 586 *laboratorio*; cereal fortificado con elementos, 28 *laboratorio*; comparación entre polímeros, 652 *laboratorio*; configuración electrónica del hierro, 283 *laboratorio*; corrosión del hierro, 120 *laboratorio*; corrosión y oxidación del hierro, 557 *laboratorio*; cromatografía en papel, 22 *laboratorio*, 310 *laboratorio*; cromatografía, 22 *laboratorio*, 310 *laboratorio*; cronometraje de la reacción almidón-yodo, 218 *laboratorio*; determinación del número de artículos por el peso, 408 *laboratorio*; difusión de gases en el

aire, 343 *laboratorio*; electrólisis, 587 *laboratorio*; espectro de emisión, 75 *laboratorio*, 232 *laboratorio*; espectros de emisión de líneas de elementos, 75 *laboratorio*; extracción de ADN, 687 *laboratorio*; fermentación de la levadura, 696 *laboratorio*; formas moleculares, modelos, 323 *laboratorio*; masa y volumen de un gas, 373 *laboratorio*; mezcla de agua y alcohol, 21 *laboratorio*; niveles de radón, 770 *laboratorio*; olor de los ésteres, 645 *laboratorio*; patrones de radio atómico en la tabla periódica, 260 *laboratorio*; popotes y la ley de Boyle, 384 *laboratorio*; predicción de propiedades de elementos desconocidos, 87 *laboratorio*; predoctores químicos del clima, 164 *laboratorio*; probabilidad de distribución de los electrones en el orbital 1s, 244 *1aboratorio*; propiedades del gel, 38 *laboratorio*; prueba para detectar alcohol por redox, 568 *laboratorio*; reacción de fisión nuclear en cadena, 758 *laboratorio*; reacción del calcio (huesos) con vinagre, 169 *laboratorio*; reacciones de desplazamiento sencillo, 203 *laboratorio*; reacciones de neutralización, 518 *laboratorio*; reacciones exotérmicas y endotérmicas, 196 *laboratorio*, 708 *laboratorio*, 722 *laboratorio*; reactividad entre los grupos, 96 *laboratorio*; representación de isótopos con centavos, 61 *laboratorio*; soluciones amortiguadas, 533 *laboratorio*; velocidad de evaporación, 357 *laboratorio*; volumen molar de un, 418 *laboratorio*

Mioglobina, 284 *ilustración*, 576
Modelado frío del acero, 288, 289
Modelo atómico de Bohr, 67-68, 228 *ilustración*, 230
Modelo de la nube electrónica, *75*-77, 229, 238-239
Modelo nuclear del átomo, 63 *Ver también* estructura atómica
Modelos, 8-9
Modelos atómicos, 8
Modelos científicos, *9*
Modelos de goma de dulce, 313, 315; de elementos diatómicos, 313; del agua, 314-315; del amoniaco, 320; del dióxido de carbono, 319; del etano, 321-322; del eteno, 323; del etino, 320-321; del metano, 323
Modelos moleculares, 313-315, 319-323, 323 *laboratorio*; agua, 314-315; amoniaco, 320; dióxido de carbono, 319; elementos diatómicos, 313; etano, 321, 322; metano, 320-321; modelos de goma de dulce, 313-315
Mol, 405; masa de, 403; número de cosas en un (constante de Avogadro), 405
Molaridad, 460-461; a partir de una titulación, 541, 542 *laboratorio*, 544-545 *problema*; cálculo de la, 463 *problema*; preparación de soluciones basadas en la, 462 *problema*
Moléculas polares, *328*-330; agua, 309, 328; amoniaco, 329; atracción con otras moléculas polares, 330; propiedades, 330-331
Moléculas, *138*-139
Monómeros, **647**
Monosacáridos, 678
Morser, Harvey (laminador de metales), 612-613
Movimiento browniano, 339
Muestras biológicas, secado por congelación de, 351
Mundo macroscópico, 7
Músculos; 695

N

***n*, semiconductores tipo**, 110
NAD+, 693 *ilustración*
NADH, 693 *ilustración*
Naftaleno, 33, 636
Nagaoka, Hantaro, 61
Negro de humo (carbón), 174
Neodimio, 105 *ilustración*, 292
Neón, 279; configuración electrónica, 242, 243, 243, 244 *tabla*; espectro de emisión, 232 *ilustración*; isótopos, 60 *ilustración*, 64
Neón, luces de, 92, 129 *ilustración*
Neopreno, 660
Neptunio, 100
Neutrones, *60*, 64; descubrimiento, 60; propiedades, 65 *tabla*
Niebla, 470
Nieve, copos de, 441 *ilustración*
Níquel, 290; como elemento esencial, 126; como metal para acuñar, 108; configuración electrónica, 245 *ilustración*; propiedades, 290
Níquel e hidruro metálico, baterías de, 599
Níquel y cadmio (*nicad*), baterías de, 597
Nitinol, 106-107
Nitrógeno, 271; agua contra nitrógeno, 436 *tabla*; ciclo, 53 *ilustración*, 271; como elemento diatómico, 172, 173; como elemento esencial, 126; compuestos iónicos formados por, 133 *laboratorio*; configuración electrónica, 243 *tabla*; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; fertilizantes, 272; importancia biológica, 271; líquido, 105; obtención de la destilación fraccionada, 272, 352-353; reactividad, 261; y puentes de hidrógeno 438
Nitrógeno, dióxido de, 307 *ilustración*
Nitrógeno, monóxido de, 271, 495
Nitrógeno, óxidos de, 494 *ilustración*, 495
Nitroglicerina, 42 *ilustración*
Niveles energéticos, *73*, 76-77, 214, 233, 238-240; distribución de los electrones en los, 232 ilustraciones, 238 *tabla*, 238-240; estables, 130-133
No metales, 100, **102**; configuración electrónica, 241; estructura atómica, 103, 141; propiedades, 102, 103 *tabla*, 105; y la tabla periódica, 98-99 *laboratorio*, 100
Nombres comunes, compuestos inorgánicos, 179-180, 180 *tabla*
Nomenclatura, alcanos, 625-626, 626-627 *problema*; alquenos, 630-631; alquinos, 633; compuestos con elementos de transición, 162, 162 *tabla*, 163; compuestos inorgánicos binarios, 179-179, 180 *problema*; compuestos iónicos binarios, 153; compuestos orgánicos, 180; iones poliatómicos, 157
Nonano, 180 *tabla*
Notación científica, 792, 794-795
Nubes, 125 *ilustración*
Nuclear, fisión. *Véase* Fisión nuclear
Nuclear, fusión, 345, *760*-762; origen de la palabra, 761
Nucleares, accidentes, 760
Nucleares, tratamiento de residuos, 772-773
Núcleo, **63**, 228, 229 *ilustración*
Nucleótido de nicotinamida adenina (NAD+), 693 *ilustración*
Nucleótidos, *685*-686
Número atómico, *64*, 90-91 *ilustración*
Número de masa, **64**
Número de oxidación, **155**; múltiples en elementos de transición, 248
Números romanos, en los nombres de compuestos con elementos de transición, 162 *tabla*, 162-163
Nutrición, 126
Nylon, 648, 652

O

Observaciones, 14, 57; cualitativas, 14; cuantitativas, 14
Observaciones cualitativas, 14
Obturaciones, 594

Octanaje, 180 *tabla*, 206 *ilustración*
Octeto, regla del, 130
Ojo, visión y vitamina A, 632
Olestra, 684
Ollas de presión para cocinar, 357
Olores, cambios de olor y reacciones químicas, 189; y la difusión de los gases en el aire, 341 *laboratorio*
Ondas de radio, 69, 70 *ilustración*
Ondas infrarrojas, 70 *ilustración*
Ondas, 68-70
Operadora de aguas residuales (Alice Arellano), 448-449
Oportunidades profesionales. *Véase* Conexión con otras profesiones; Gente en la química
Opsina, 632
Orbitales, 238-*239*; número de electrones en cada uno de los, 238, 238 *tabla*; origen de la palabra, 238; tamaño, 248-249; tendencias en la tabla periódica, 241-245, 248; traslape, 240 *ilustración*
Orbitales *d*, y la tabla periódica, 241, 248
orbitales *f*, 248
Orbitales *p*, 239 *ilustración*, 240; y la tabla periódica, 241-245,
Orbitales *s*, 238 *tabla*, 239; predicción de la distribución en, 244 *laboratorio*
Origen de la palabra, ácido, 483; aeróbico, 690; alótropo, 173; átomo, 51; aurora, 71; barómetro, 374; binario, 153; capilaridad, 443; cis-, 631; clorofila, 730; coloide, 472; combustión, 206, 709; corrosión, 610; destilación, 638; electronegatividad, 301; empírico, 426; energía, 707; espectro, 231; espontáneo, 585; estequiometría, 407; fisión, 759; fotografía, 564; fusión, 761; heterogéneo, 21; homogéneo, 23; orbitales, 238; oscurecimiento, 572; ósmosis, 467; periódico, 94; petróleo, 637; polímero, 648; producto, 190; reducción, 556; semiconductor, 112; trans-, 631; vinagre, 529; vitamina, 688
Oro. *Véase también* Oro de los tontos; calor específico, 445 *tabla*; como metal para acuñar, 84, 108, 290; densidad, 34 *tabla*; intentos de convertir metales comunes en, 25 *laboratorio*; 14-kilates, 23 *tabla*; 18-kilates, 23 *tabla*; maleabilidad 311; pepitas de, 24 *ilustración*; refinamiento bacteriano del, 723; símbolo químico, 27 *tabla*; y pesas de Asante, 411
Oro de los tontos, 52 *ilustración*, 163 *ilustración*
Oscurecimiento, 572; origen de la palabra, 572
Osmio, 290
Ósmosis, 467; origen de la palabra, 467; unidades portátiles de ósmosis inversa, 468
Ósmosis inversa, 467, 468
Osteoporosis, detección con radioisótopos, 764 *ilustración*
Oxalato, iones, como ion poliatómico, 156 *ilustración*; reactividad de los elementos alcalinotérreos con el, 266-267 *laboratorio*
Oxiacetileno, sopletes de, 633
Oxidantes, agentes, 559, 562
Óxido nitroso, 494 *ilustración*, 495
Óxidos, 493
Oxígeno, 274. *Véase también* Reacciones de oxidación; abundancia, 274; agua contra, 436 *tabla*; alótropos, 177, 274; como elemento diatómico, 172; como elemento esencial, 126; compuestos iónicos formados por el, 133 *laboratorio*; configuración electrónica, 97 *ilustración*, 243 *tabla*; de la destilación fraccionada, 274, 352-353; disolución en agua, 469 *ilustración*; en el cuerpo humano, 666 *ilustración*; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; niveles de energía, 76 *ilustración*; propiedades, 124; reacción con hidrógeno, 125 *ilustración*, 198 *problema*, 216, 705 *ilustración*; reacciones con metales y no metales, 274, 274 *tabla*; reactividad, 261, 274; usos industriales, 275; y puentes de hidrógeno 438
Ozono, 177, 274, 495

P

Paladio, 290
Palomitas de maíz, 395
Pañales, comparación de polímeros en los, 652 *laboratorio*
Pantallas de cristales líquidos (LCD), 345
Papel tornasol, 481 *laboratorio*
Papilas gustativas, 519
Paquetes fríos, 460 *ilustración*, 706
Pares electrónicos de enlace, 314
Pares electrónicos de no enlace, 314
Pares electrónicos solitarios, 314
Partículas alfa, 62, 228, 743
Partículas beta, **745**
Pascal (Pa), 376
Pascal, Blaise, 376
Pastas, 471
Pastel, gráficas de, 811
Pauling, Linus, 301, 305
PCBs, 641
Peces, proteínas anticongelantes en los, 668
Pectina, 471
Pentano, 180 *tabla*, 628
Periodicidad, **88**, 92
Periódico, origen de la palabra, 94
Periodo 2, reactividad química en la, 259-261
Periodos, *94*; estructura atómica de los elementos en los, 96-97
Peróxido de hidrógeno, descomposición catalítica, 674-675 *laboratorio*; descomposición de, 213 *ilustración*; inhibidores, 221; inestabilidad, 38, 275; propiedades químicas, 39 *ilustración*; reacción con dióxido de magnesio, 39 *ilustración*
Peróxidos, 275 *ilustración*
Pesas de latón de Asante, 411
Peso, 796-797
Pesticidas, y trazadores para el estudio de la distribución de los, 765
PET, 657
Petróleo, 145 *ilustración*, 636-637; destilación fraccionada del, 637-638; origen de la palabra, 637; y el craqueo, 638-639; y la reformación, 638
pH, *501*-504, 502 *problema*; de cosméticos, 505; de la sangre, 531, 532-533; de materiales comunes, 503 *ilustración*, 505; desarrollo de la escala de pH, de productos domésticos, 479 *laboratorio*, 502-503; interpretación de la escala de pH, 504, 506-507; medición con indicadores ácido-base, 504, 506-507 *laboratorio*; reacciones de ácidos débiles más bases fuertes y, 528-529; y la desnaturalización de las proteínas, 671; y las reacciones entre ácidos fuertes bases fuertes, 522; y las reacciones entre ácidos fuertes y bases débiles, 526; y soluciones amortiguadas, 531-533, 535
Piedra caliza (carbonato de calcio), disolución con ácido, 483 *ilustración*; daño a esculturas hechas de, 483 *ilustración*; descomposición, 209, 212; fórmula, 30 *tabla*, 815 *tabla*; neutralización de lagos con, 535; reacción con HCl, 713; y el agua dura, 158; y formación de cavernas, 524
Piel, productos para el cuidado de la, pH, 505
Pinturas domésticas, como coloides, 471
Pirita, 163 *ilustración*
Pistones, 372 *ilustración*, 373
Placas, 108
Planta de energía de fisión nuclear, 759-760
Plantas de energía, de carbón, 722 *ilustración*; eficiencia de las, 727 *tabla*; nucleares, 759 *ilustración*, 759-760

Plantas de energía nuclear, 759-760, 760 *ilustración*
Plantas de tratamiento de agua, 467
Plantas, celulosa en las, 673; fijación de nitrógeno por las 271, 571; medicinas de las, 144; y fotosíntesis. *Véase* Fotosíntesis
Plasmas, 33, *345*
Plásticos, 658; reciclaje de los, 657; termofijos, 658; termoplásticos, 658
Plásticos moldeados, 658 *ilustración*
Plata, 23, 290; como metal para acuñar, 84, 108, 290; conductividad, 311; oscurecimiento, 572; símbolo, 27 *tabla*
Plata Sterling, 23 *tabla*
Plata, bromuro de, 28 *ilustración*, 277, 564, 565 *ilustración*
Plata, nitrato de, 198-199 *problema*
Plata, sulfuro de, 572
Platino, 290,711
Platino, grupo del, 290
Plomo, 269; densidad, 34 *tabla*; símbolo, 27 *tabla*; usos, 269
Plomo(II), nitrato de, 206 *ilustración*
Plomo(II), yoduro de, 206 *ilustración*
Plutonio-238, 293
Plutonio, 100, 293, 760
Polaridad, 328-329, 330; del agua, 309, 328-330; del amoniaco, 329; falta de polaridad en el dióxido de carbono, 331; y cromatografía. *Véase* Cromatografía
Poliacetato de vinilo, 654 *ilustración*
Poliatómicos, iones, *156*-157; carga de los, 157, 856 *tabla*; comunes, 157 *tabla*, 815 *tabla*; fórmulas, 157, 159 *problema*, 160 *problema*; nomenclatura, 157
Poliéster, 643 *ilustración*, 648
Polietileno, 654, 657, 726
Polietileno de alta densidad (HDPE), 657
Polietileno de baja densidad (LDPE), 654 *ilustración*, 657
Polimerización, reacciones de. *Véase* Reacciones de polimerización
Polímeros, *647*-648, 652-653. *Véase también* Plásticos; comparación entre naturales y sintéticos, 652 *laboratorio*; diferenciación entre naturales y sintéticos, 649-651 *laboratorio*; estructura, 648, 649-651; origen de la palabra, 648; plásticos, 658; reacciones de polimerización, 654, 656, 653
Polímeros naturales, 652; comparación con polímeros sintéticos, 652 *laboratorio*; diferenciación de los polímeros sintéticos, 649-651 *laboratorio*
Polímeros sintéticos, 649; comparación con polímeros naturales, 653 *laboratorio*; diferenciación entre polímeros naturales y, 650-652 *laboratorio*
Polipéptidos, cadenas de, 670. *Véase también* Proteínas
Polipropileno (PP), 657
Polisacáridos, 679
Politereftalato de etileno (PET), 657
Polonio, 274
Popotes, y las leyes de los gases, 384 *laboratorio*
Porcelana, 161
Porcelana de China, 161
Porcentaje en masa, determinación, 421, 422-423 *laboratorio*, 426-427; determinación de fórmulas químicas a partir del, 426-428
Potasio, 84, 261; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 245; decaimiento de, 64 *ilustración*, 746 *problema*; usos biológicos de, 263 *ilustración*; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; símbolo, 27 *tabla*
Potasio, bromuro de, 304, 459 *laboratorio*
Potasio, cloruro de, 152 *ilustración*, 459
Potasio, cromato de, 291
Potasio, dicromato de, 291
Potasio, hidróxido de, 262; como base fuerte, 498, 498 *tabla*; reacción con cloruro de calcio, 213 *ilustración*
Potasio, perclorato, 74
Potasio, tartrato de, 30 *tabla*, 815 *tabla*
Potasio, yoduro de, 152
Potencias de diez. *Véase* Notación científica
PP (polipropileno), 657
Praseodimio, 292
Precipitación, y reacciones químicas, 189 *ilustración*, 213
Precisión, 799
Predoctores de clima, 164 *laboratorio*
Presión, *341*-342; atmósfera estándar, 374 TPE (temperatura y presión estándar), 393, 393-394 *problema*; conversión de unidades, 377 *problema*, 377-378, 379 *problema*; de gases, 341-342; ley del gas ideal, 418-419; medición de la, 374, 375, 376; presión de vapor, 355; presión y volumen de un gas. *Véase* Ley de Boyle; unidades de la, 376-378; y proceso Haber, 214
Presión atmosférica, 342, 374, 376; unidades equivalentes, 377 *tabla*; y la ebullición, 356
Presión barométrica, unidades, conversión, 377 *problema*
Presión de los gases, 341-342, 370-374, 376-378; aparatos para medir la, 374, 375; relación presión-volumen (ley de Boyle), 380-382, 384 *laboratorio*, 386-387 *laboratorio*, 388-389 *problema*; unidades utilizadas para la, 376-378, 377 *problema*, 379 *problema*; y número de partículas, 371-372; y temperatura, 372-373, 389-390, 391 *problema*
Presión de vapor, *355*-356
Primeros auxilios, 844
Principio de Avogadro, **396**, 404
Principio de incertidumbre de Heisenberg, **238**-239, *238*
Principio de Le Chatelier, 212-213
Problemas adicionales de práctica, 809-838
Problemas de ejemplo: alcanos, fórmulas y nombres de, 626 *problema*; calor de reacción para la combustión, 716 *problema*; conversión de unidades de presión, 377 *problema*, 379 *problema*; determinación de la edad de un fósil, 755 *problema*; ecuación nuclear, escritura y balanceo de una, 747 *problema*; ecuaciones iónicas y iónicas netas de las reacciones de ácido débil / base débil, 524 *problema*; ecuaciones iónicas y iónicas netas de las reacciones de ácido débil / base fuerte, 529 *problema*; ecuaciones iónicas y iónicas netas de las reacciones de ácido fuerte / base fuerte, 521 *problema*; escritura de ecuaciones químicas, 198 *problema*; fórmula de un compuesto iónico, 156 *problema*; fórmula de un ion poliátomico, 159 *problema*; ley combinada de los gases, 393 *problema*; ley de Boyle, 384-385 *problema*; ley de Charles, 391 *problema*; ley del gas ideal y, 419 *problema*; masa del número de moles de un compuesto, 410 *problema*; molaridad de titulación, 542 *problema*; molaridad de una solución, 463 *problema*; número de átomos en una muestra de un elemento, 409 *problema*; número de unidades fórmula en una muestra de un compuesto, 409 *problema*; predicción de la masa de un reactivo y de un producto, 414 *problema*; preparación de un volumen diferente de solución, 462 *problema*; uso del volumen molar, 416 *problema*; valor calórico de algunos alimentos, 717 *tabla*
Problemas de práctica, alcanos, fórmulas y nomenclatura de, 627 *problema*; 156 *problema*; calor de reacción, 716 *problema*; calorías de los alimentos, 718 *problema*; compuestos moleculares, nomenclatura, 179 *problema*; concentraciones de iones hidronio y de iones hidróxido, 502 *problema*; conversión entre unidades de presión, 379

problema; diferencia de electronegatividad entre átomos enlazados (*ΔEN*), 310 *problema*; ecuaciones escritas con palabras, 199 *problema*; ecuaciones iónicas globales, 521 *problema*, 524 *problema*, 529 *problema*; ecuaciones nucleares, escritura y balanceo, 747 *problema*; ecuaciones químicas, 199; fórmulas de compuestos iónicos binarios, 156 *problema*; fórmulas de iones poliatómicos, 160 *problema*; fórmulas para los compuestos de los elementos de transición, 163 *problema*; ley de Boyle, 385 *problema*; ley de Charles, 391 *problema*; ley del gas ideal, 419 *problema*; masa molar, 410 *problema*, *problema*; molaridad, 463 *problema*, 464 *problema*, 546 *problema*; predicción de la masa de los reactivos y productos, 416 *problema*; problemas adicionales (Apéndice B), 807-843; respuestas a los, 858-867; titulación, 542 *problema*; vida media y velocidad de decaimiento, 755 *problema*; volumen molar, 416 *problema*

Proceso de contacto, producción de ácido sulfúrico mediante el, 424, 425, 485

Proceso de la cámara de plomo, producción de ácido sulfúrico por el, 424

Proceso Frasch, 274

Proceso Haber, 214-215, 571

Proceso Hall-Héroult, 214-215, 604 *ilustración*, 604-605, 719

Procesos físicos, 20

Procesos industriales. *Véanse también* procesos específicos; catálisis en los, 726; eficiencia de los, 727 *tabla*, 727-728; entropía generada por los, 726-727; producción de, 455; producción y reciclaje de aluminio, 719; y producción de energía, 722

Productos, 190; origen de la palabra, 190; predicción de la masa de los, 414-415 *problema*

Productos domésticos, pH de, 479 *laboratorio*; 506-507 *laboratorio*

Prometio, 293

Propano, 30 *tabla*, 143 *ilustración*, 331, 623, 624, 638, 815 *tabla*

Propeno, 630

Propiedades de la materia, *5*, 5 *ilustración*, 5-6

Propiedades físicas, 20, 32-34; compuestos químicos en la cocina, 18-19 *laboratorio*; puntos de fusión y congelación, 33 moléculas polares y no polares, 330; y la composición de los centavos, 36-37 *laboratorio*

Propiedades químicas, *38*-41, 39 *ilustración*; de productos químicos de uso doméstico, 18-19 *laboratorio*

Propulsores sólidos para los cohetes, 566

Prostatina, 144

Proteasas, 220, 673 *ilustración*

Proteínas, 667, *668*-673; como grasas artificiales, 684; desnaturalización, 670; enzimas, 674-675 *laboratorio*, 675; estructura, 669, 670-671; monómeros de las (aminoácidos), 669; papel en el cuerpo humano, 668; y puentes de hidrógeno, 439

Proteínas estructurales, 670

Prótico, 484 *ilustración*

Protones, *60*, 64, 228; descubrimiento, 60; propiedades, 65 *tabla*

Proust, Joseph, 52

Proyecto Manhattan, 230

PS, EPS, 657

Puente salino, 588 *ilustración*, 604

Puentes de hidrógeno, *438*-439, *Véase también* Agua; y la dulzura, 680

Punto de congelación, 33, *362*

Punto de ebullición, 33, **356**; elevación del punto de ebullición en soluciones, 465; tendencia en la tabla periódica, 86; y tipos de enlace, 309 *ilustración*

Punto de ebullición normal, 356

Punto de fusión, 33, *362*; tendencia en la tabla periódica, 86; moléculas polares y no polares y, 330

Putrescina, 644 lustración

PVC, 641 *ilustración*, 659

Q

Queratina, 505, 668

Queroseno, 638 *ilustración*

Química cosmetóloga (Fe Tayag), 490-491

Química cotidiana, bolsas de aire, 417; agua dura, 158; calentamiento de microondas y descomposición, 318; calentamiento de reacciones sin flama, 219; colores de las gemas, 246-247; compuestos químicos en el cuerpo, 17; compuestos químicos en los alimentos, 17; convertidores catalíticos, 711; dulzura de los alimentos, 680; elementos esenciales, 126; fabricación de discos compactos (CD), 611; fertilizantes producidos por los rayos, 571; fuegos artificiales, 74; grasas artificiales y grasas diseñadas, 684; hipo, 534; jabones y detergentes, 455; monedas de metal, 108; palomitas de maíz, 395; química de los cerillos, 273; reacciones de los blanqueadores, 192; rizado permanente, 655; secado por congelación, 351

Química orgánica. *Véase* Bioquímica; Compuestos orgánicos

Química verde, 425

Química y sociedad, sangre artificial, 537; medicinas del bosque tropical, 144; plantas de tratamiento de aguas residuales, 447; reciclado de vidrio, 58

Química y tecnología, fuentes alternativas de energía, 724-725; cámaras de oxígeno hiperbárico (OHB), 388; detección forense de sangre, 574; fraccionamiento del aire, 352-353; metales que memorizan la forma, 106-107; microscopios, 236-237; proceso Haber, 214-215; purificación de menas de cobre, 606-608; radioquímica arqueológica, 750-751

Química, 4

Química, laboratorios. *Véase* Laboratorios de química; casa, laboratorios en. *Véase* Laboratorios en casa; introducción, laboratorios de. *Véase* Laboratorios de introducción; medidas de seguridad, 845; minilaboratorios. *Véase* Minilaboratorios; símbolos de seguridad, 846

Químico (Dr. William Skawinski), 316-317

Quimioluminiscencia, 195, 573 *ilustración*, 573 *ilustración*

Quinina, 144

Quitaesmaltes para uñas, 643

Quitina, 673, 673 *ilustración*

R

***R* (constante del gas ideal)**, 418-419

Radiación. *Véase* Radiación electromagnética

Radiación alfa, 739 laboratorio, 743

Radiación beta, 739 laboratorio, 745

Radiación electromagnética, 68-70, 231

Radiación gamma, 739 *laboratorio*, 745-746

Radiación ionizante, 779

Radiación natural, 768 *ilustración*, 769

Radiación, detectores de, 747 *ilustración*, 770 *laboratorio*

Radiación, exposición a la, 769

Radiación, terapia por, 764 *ilustración*

Radiactividad, **741**; descubrimiento, 740-742; detección, 747, 770 *laboratorio*; peligros de la exposición a la, 768-770, 769 *tabla*, 769-770; poder penetrante de, 739 *laboratorio* y el fechado radiactivo, 750-751, 752-753, 755 *problema*; y desecho de basura, 772-773; y ecuaciones

nucleares, 742; y el decaimiento radiactivo, 743, 745-747, 748-749 *laboratorio*, 752-753, 755 *problema*; y el radón, 770 *laboratorio*, 771
Radiactivos, desechos, 772-773
Radio, 264
Radioisótopos, experimentos de Hershey y Chase en el ADN con los, 766; fuentes de, 767; radiación liberada por los, 743, 745-747; usos clínicos, 763-764; usos no clínicos, 765, 767
Radiometría arqueológica, 750-751, 752-753
Radiosonda, 383
Radón, 130, 244 *tabla*, 279 *laboratorio*, 771
Rayos, 571, 573 *ilustración*
Rayos catódicos, 59, 60
Rayos gamma, 70 *ilustración*, 745-746; irradiación de alimentos con, 767
Rayos X, 70 *ilustración*, 740, 769, 770 *ilustración*
Reacción de neutralización, **516**-517, 518 *laboratorio*. *Véase también* Reacciones ácido-base
Reacciones ácido-base, 481, 516-518, 517 *tabla*; ácido débil con base débil, 530; ácido débil con base fuerte, 528-529, 529 *problema*; ácido fuerte con base débil, 522-523, 524 *problema*, 526; ácido fuerte con base fuerte, 517, 518, 520, 521 *problema*, 522; antiácidos, 535-536, 538; ecuaciones iónicas para las, 517-518, 520, 521 *problema*; en fase gaseosa, 527, 527 *ilustración*; formación de cavernas, 525; mediciones de los gases sanguíneos, 487; producción de gas por, 516, 518 *laboratorio*; soluciones amortiguadoras, 531-533, 535
Reacciones cronometradas, 218 *laboratorio*
Reacciones de adición, *654*
Reacciones de blanqueado, 192, 567-568
Reacciones de combustión, *206*, 207 *tabla*, 709; cálculo del calor de reacción, 716 *problema*; clasificación de las reacciones como, 204-205 *laboratorio*; origen de la palabra, 206, 709; reactivos y productos de, 10-11 *laboratorio*
Reacciones de condensación, *656*, 670
Reacciones de descomposición, *202*, 204-205 *laboratorio*, 207 *tabla*
Reacciones de desplazamiento, *203*, 204-205 *laboratorio*, 206
Reacciones de desplazamiento doble, *203*, 203 *laboratorio*, *204*, 205 *laboratorio*, 207 *tabla*
Reacciones de desplazamiento doble, *204*-205 *laboratorio*, *208*, 207 *tabla*, 546
Reacciones de oxidación, 554, *556*. *Véase también* Reacciones de oxidación-reducción; combinación con semi-reacciones de reducción, 557-558; de los metales, 587 *tabla*; y agentes oxidantes y reductores, 559, 562
Reacciones de oxidación-reducción, 554; alcohol, prueba para detectar, 562 *laboratorio*; combinación de semirreacciones, 557-558; corrosión y oxidación del hierro, *ilustración*, 557 *laboratorio*; en celdas electroquímicas, 600-601, *laboratorio*; identificación de las, 558-559; procesos bioquímicos que implican, 560-561; quimioluminiscencia, 573; y agentes oxidantes y reductores, 553, 562; y altos hornos, 568, *ilustración*; y átomos y iones de cobre, 559, 560-561 *laboratorio*, 562; y electrólisis, 587-588; y empañamiento de la plata, 572 siguiendo a los electrones en, 555-558; y fertilizantes producidos por los rayos, 571; y fotografías, 564-565, *ilustración*; y los procesos de blanqueado, 567-568
Reacciones de polimerización, 654-656; entrecruzamiento y caucho, 656; reacciones de adición, 654; reacciones de condensación, 656; y plásticos, 658
Reacciones de reducción, *556*. *Véase también* Reacciones de oxidación-reducción; combinación con semirreacciones de oxidación, 557-558; origen de la palabra (reducción), 556; y agentes oxidantes y reductores, 559, 562
Reacciones de síntesis, **203**-204, 208 *tabla*; origen de la palabra, 204; reconocimiento, 206-207 *laboratorio*
Reacciones endotérmicas, *41*, 193, 213, 704 *ilustración*, 705, 708 *laboratorio*, 722 *laboratorio*; energía de activación, 710; y paquetes fríos, 706; descomposición del óxido de mercurio naranja, 56, 705; dirección de las, 714, 714 *tabla*
Reacciones espontáneas, 712-714; predicción, 714 *tabla*; origen de la palabra (espontáneo), 585
Reacciones exotérmicas, *40*, 194, 194 *laboratorio*, 704-705, 708 *laboratorio*, 722 *laboratorio*; energía de activación, 216, 709; dirección de las, 712-714 *tabla*; y paquetes calientes, 706
Reacciones luminosas, y la fotosíntesis, 730-731
Reacciones nucleares, energía potencial, 742; decaimiento radiactivo, 743; ecuaciones para las, 756, 750-751 *problema*; fisión, 757 *ilustración*; fusión, 760-762; notación, 742
Reacciones químicas, *38*-41. *Véase también* tipos específicos; calor de reacción por calorimetría, 715-716, 718 *problema*; clasificación de, 200, 202-203, 204-205 *laboratorio*, 206 *tabla*, 207; de síntesis, 202; dirección de, 712-714, 714 *tabla*; ecuaciones con palabras para las, 191; ecuaciones para. *Véase* Ecuaciones químicas; endotérmico, 41, 704, 705, 708 *laboratorio*, 722 *laboratorio*; espontaneidad de, 585, 712-714, 714 *tabla*; exotérmicas, 40-41, 704-705, 708 *laboratorio*, 722 *laboratorio*; exotérmico, evidencia de, 117 *laboratorio*; oxidación-reducción (redox). *Véase* Reacciones de oxidación-reducción; reacciones nucleares contra, 742 *tabla*; rendimiento teórico y rendimiento real, 420, 424-425; signos de, 187 *laboratorio*, 188, 189, *ilustración*; velocidad de. *Véase* Velocidades de reacción; y cambios de energía, 40-41, 193-194, 213, 704-705, 707-708; y energía de activación, 709-710; y entropía, 712-713; y equilibrio, 209, 212-213; y los átomos, 40
Reacciones redox. Ver Reacciones de oxidación-reducción
Reacciones reversibles, 208-209, 212-213
Reactivo limitante, **218**
Reactivos, *190*; limitantes, 218; predicción de la masa de los, 414-415 *problema*, 418 *laboratorio*
Reactor de fusión Tokamak, 762 *ilustración*
Reactores de fusión, 762
Reactores de fusión nuclear, 762 *ilustración*
Reactores nucleares, *769*-760, 762 *ilustración*
Reactores rápidos, 760
Reciclaje, 53, 727; aluminio, 605 *ilustración*, 719; plásticos, 657, *ilustración*; vidrio, 58; y la conservación de la materia, 53
Redes cristalinas, *343*
Redox, reacciones. *Véase* Reacciones de oxidación-reducción
Reformación, *638*
Refresco con gas, 469 *ilustración*
Regla del octeto, **130**
Relación directa, gráficas de, 813
Relación inversa, gráficas de, 814
Rendimiento percentual, 420; síntesis de ácido sulfúrico y mejoramiento del, 424-425
Rendimiento real, 420
Rendimiento teórico, *420*
Repelentes de polillas, 33, 636

Representante de ventas de fabricantes, 491
Respiración, 122, 575, *690*-692, 693 *ilustración*, 698; ATP y el almacenamiento de energía, 691; cadena de transporte de electrones, 690; ciclo del ácido tricarboxílico, 692; glicólisis, 692; y fotosíntesis, 733 *ilustración*
Retinal, 632
Ribosa, 678, 685
Rizado permanente, 655
Rodio, 290, 711
Rodocrosita, 246
Rodopsina, 632
Rojo de metilo, 540 *ilustración*
Rubí, 246
Rubidio, 261
Rutenio, 290
Rutherford, Ernest, 62, 63, 228

S

Sabor a almendra, 644
Sabor a canela, 644
Sabor agrio, 519
Sabor amargo, 519
Saborizantes, 643 *ilustración*
Sacarina, 5 *ilustración*
Sacarosa, 5 *ilustración*, 33 *tabla*, 145 *ilustración*, 680, 809 *tabla*; capacidad edulcorante, 519; estructura, 10 *ilustración*; modelo, 10; solubilidad, 453, 454
Sal (sal de mesa). *Véase* Sodio, cloruro de
Sal de mesa. *Véase* Sodio, cloruro de
Sales, **516**
Salicilato de metilo, 645 *laboratorio*
Samario, 293
Sangre, artificial, 537; como mezcla compleja, 16 *ilustración*; detección forense de, 573, 574; hemoglobina, 284, 668, 694; pH de, 531, 532-533; y amortiguadores, 531, 532-533
Sapa, 270
Satélites, 67-68
Secado por congelación, 351
Seda, 652
Selenio, 274, 275 *ilustración*; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 97 *ilustración*
Semiconductores, *103*, 109-111; arseniuro de galio en los, 272; conductividad eléctrica, 109-110; diodos, 110-111; origen de la palabra, 110; propiedades a temperatura ambiente, 109; silicio en los, 269; tipo *n* y tipo *p*, 110
Semiconductores de tipo *n*, 112
Semiconductores tipo *p*, 112
Semirreacciones, electrólisis, 601; redox, 556, 557-558
Sievert (Sv), *769*
Sílice, 269 *ilustración*
Silicio, 103, 105 *ilustración*, 269, 272; configuración electrónica, 243 *tabla* como elemento esencial, 126; dopaje, 109, 110 *ilustración*; electrones de valencia, 109 *ilustración*; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; usos, 269; vidrio de, 269
Silicio, dióxido de, 246, 269 *ilustración*, 343
Símbolos de seguridad, 846
Símbolos químicos, orígenes históricos de, 27 *tabla*; tabla periódica, 90-91 *ilustración*
Símbolos, elementos, 27 *tabla*, 92-93 *ilustración*
Sistema Internacional de Unidades, 4, 783-784
Sistema métrico, 4, 792
Sistemas naturales, energía en los, 732-733
Sitio activo, *672*
Skawindski, William (químico), 316-317
Sodio, 97, 261; como elemento esencial, 126; como metal para acuñar, 84; configuración electrónica, 243; de la electrólisis, 601, 601 *ilustración*, 586 *ilustración*, 603-604; en la corteza terrestre, 666 *ilustración*; propiedades, 121, *ilustración*; reacción con agua, 262; reacción con cloro, 131, 132 *tabla*, 262; símbolo, 27 *tabla*
Sodio, acetato de, 531-532, 532 *ilustración*
Sodio, azida de, y bolsas de aire, 417
Sodio, bicarbonato de, 141 *ilustración*
Sodio, cloruro de, 5 *ilustración*, 118-121, 153; conductividad eléctrica, 119; electrólisis, 601, 603-604; enlaces iónicos, 304; estructura cristalina, 132-133; formación, 118-120, 131, 132 *tabla*, 516 *ilustración*; fórmula, 30 *tabla*; minas, 118 *ilustración*; propiedades, 119-120; solubilidad, 451, 459; usos, 30 *tabla*, 119 *ilustración*
Sodio, estearato de, 158, 455
Sodio, fluoruro de, 152, 277
Sodio, hidrógeno carbonato de, 141 *ilustración*
Sodio, hidróxido de, 815 *tabla*; como base fuerte, 489, 498, 498 usos, 30 *tabla*, 263; como base fuerte, 517-518, 522 *tabla*; como una sustancia delicuescente, 164 *ilustración*; fórmula, 30 *tabla*; producción por electrólisis, 603-604; reacción con ácido acético, 528, 529 *ilustración*; reacción con dióxido de carbono, 197; reacción con HCl, 516 *ilustración*
Sodio, hipoclorito de, 192, 567-568
Sodio, nitrato de, 203 *laboratorio*, 459
Sodio, sulfato de, 456 *laboratorio*
Soldadura, 16 *ilustración*, 23 *tabla*
Soles, 471
Sólidos, 33, *338*; fusión, 362-363; masa de, 3 *laboratorio*; modelo cinético, 343; propiedades, 338 *ilustración*; sublimación, 354, 373 *laboratorio*
Sólidos iónicos, 331
Solubilidad, "lo semejante disuelve a lo semejante", 454; de compuestos iónicos, 451; de un gas en un líquido, 469; y temperatura, 459-460
Soluble, *213*
Soluciones, *23*. *Véase también* Soluciones acuosas; Coloides; "lo semejante disuelve a lo semejante", 454; aleaciones, 23, 23 *tabla*; calor de solución, 460; cambios en el volumen cuando se mezclan, 21 *laboratorio*; concentración, 458-459, 460-461, 462 *problema*; de gases en líquidos, 469; depresión del punto de congelación, 464-465; elevación del punto de ebullición, 465; estándar, 539; guías de seguridad, 856 *tabla*; identificación, 456-457 *laboratorio*; no saturadas, 458-459; observar la formación de, 435 *laboratorio*; preparación de un volumen diferente de, 462 *problema*; saturadas, 458-459; y molaridad, 460-461, *problema*
Soluciones acuosas, 23, 450, 451-454. *Véase también* Coloides; Soluciones; concentración contra diluido, 458; de gases, 469; de sustancias covalentes, 452-453; de sustancias iónicas, 451-452, 452 *laboratorio*; depresión del punto de congelación, 464-465; elevación del punto de ebullición, 465; identificación de, 456-457 *laboratorio*; insaturadas contra saturadas, 458-459; molaridad, 460-461, observa la formación de, 435 *laboratorio*; preparación de diferente volumen de, 462-464 *problema*; reacciones endotérmicas y exotérmicas, 708 *laboratorio*; reglas de solubilidad de, 857 *tabla*; temperatura y solubilidad, 459
Soluciones amortiguadoras, 515, 531-533, 533 *laboratorio*; ácido acético-acetato de sodio, 530-531; amoniaco-cloruro de amonio, 530; lagos amortiguados, 535; sangre, 531, 532-533
Soluciones concentradas, 458

Soluciones de detergentes, 443
Soluciones diluidas, 458
Soluciones estándar, *539*
Soluciones neutras, 501
Soluciones no saturadas, *458*
Soluciones saturadas, 458
Soluciones sobresaturadas, *459*
Solutos, **23**
Solventes, *23*
Sørenson, S.P.L., 501
SPM. *Véase* Microscopio de exploración con sonda (SPM)
Stierle, Andrea, 29
Stierle, Donald, 29
STM. *Véase* Microscopio de exploración de túnel (STM)
Stoney, George, 60
Suavizadores de agua, 158
Subíndices, y balanceo de ecuaciones químicas, 199; fórmulas para compuestos iónicos binarios, 155-156
Sublimación, **356**, 375 *laboratorio*
Subniveles, **234**-235
Subniveles *d*, 233, 238, 238 *tabla*
Subniveles *f*, 233, 238, 238 *tabla*
Subniveles *p*, 233, 238
Subniveles *s*, 233, 238
Suelo, 16 *ilustración*
Suelo, adición de cal al, 494 *ilustración*; como mezcla, 18 *ilustración*
Sulfato, ion, 159 *ilustración*
Sulfonatos, 455
Superplástico (UHCS), 286 *tabla*, 287
Sustancias, 15, 24-25, 27-31; compuestos. *Véase* Compuestos; elementos. *Véase* Elementos
Sustancias higroscópicas, *165*
Sustancias moleculares, **170**. *Véase también* Compuestos covalentes
Sustancias puras, 15
Sustancias volátiles, *33*, 351, 355
Sustratos, 676
Sutliff, Caroline (especialista en cuidar jardines), 212-213

T

Tabla periódica de los elementos, 27, 90-91, 92 *ilustración*, 848-849. *Véase también* grupos específicos; clases de elementos en la, 100-103; desarrollo, 84-89, 87 *laboratorio*; información de cada bloque en la, 65 *ilustración*; números atómicos, 64; patrones de tamaño iónico, 258-259; radios atómicos (tamaño) patrones, 257, 260, 260 *laboratorio*; tendencia en la carga iónica, 154-155; tendencias de los puntos de fusión, 255 *laboratorio* y características metálicas y no metálicas, 98-99 *laboratorio*; tendencias en la configuración electrónica, 241-245, 243 *tabla*, 248; tendencias en la electronegatividad, 302-303; versión larga de la, 102 *ilustración*; versión moderna de la, 92; y el estado físico de los elementos, 100; y electrones de valencia, 229; y elementos, 100; y la estructura atómica, 93-94, 96 *laboratorio*, 96-97, 241-245; y reactividad del periodo 2, 259-261
Tablas de referencia, 846-857; clave de color, 848 *tabla*; configuración electrónica de cada elemento, 853-854 *tabla*; constantes de productos de solubilidad, 856 *tabla*; constantes físicas, 855 *tabla*; constantes de productos de solubilidad, 856 *tabla*; indicadores ácido-base, 857 *tabla*; iones poliatómicos, nombres y cargas de, 855 *tabla*; iones poliatómicos, nombres y cargas de, 855 *tabla*; símbolos y abreviaturas, 848; soluciones acuosas, lineamientos para, 856 *tabla*; tabla alfabética de los elementos, 849 *tabla*; tabla periódica de los elementos, 846-847
Tablas, realización y uso, 802
Talio, 268
Tamaño (radio) atómico, relación entre tamaño atómico y tamaño iónico, 258 *ilustración*; tendencias en el grupo principal, 257, 257 *ilustración*, 260 *laboratorio*; tendencias en los elementos de transición, 283
Tamaño iónico (radios), 258; patrones en los elementos del grupo principal, 258-259; relación tamaño atómico-tamaño iónico, 258 *ilustración*
Taxol, 29, 30, 420
Tayag, Fe (química cosmetóloga), 490-491
Tecnecio-99m, 764 *ilustración*, 767 *ilustración*
Tecnecio, 100
Técnico ambiental, 449
Técnico de laboratorio clínico, 677
Técnico de laboratorio del crimen, 13
Técnico de laboratorio químico, 317
Técnico en conservación de suelos, 211
Técnico en historial médico, 677
Técnico farmacéutico, 635
Técnico metalúrgico, 613
Tecnología verde, 425
Telas, identificación de polímeros textiles, 649-651 *laboratorio*
Televisores a color, 105
Telurio, 89, 92, 274, 275 *ilustración*
Temperatura, *346*-348, 795; medición, 795; temperatura y presión estándar (TPE), 393; velocidad de mezclado y, 337 *laboratorio*; y el proceso Haber (producción de amoniaco), 214; y el volumen de los gases. *Véase* Ley de Charles; y la desnaturalización de proteínas, 671, 674-675 *laboratorio*; y la energía cinética, 346-348, 360-361 *laboratorio*; y la ley del gas ideal, 418-419; y la presión de los gases, 356, 372-373; y la solubilidad, 459-460; y rapidez de las reacciones químicas, 217
Temperatura y presión estándar (TPE), *393*, 393-394 *problema*
Tensión superficial, 442, 443 *laboratorio*
Teoría atómica de la materia, **51**, 228-229; contribuciones de Lavoisier a la, *51*; contribuciones de Proust a la, 52; visión de la antigua Grecia sobre la, 50-51; y la conservación de la materia, 51, 53, 54-55 *laboratorio*; y la teoría atómica de Dalton, 52-53, 228
Teoría atómica de la materia de Dalton, 52-53, 59, 228, 228 *ilustración*
Teoría cinética, *340*-343; de líquidos, 342; de los gases, 340-342, 341 *laboratorio*; de sólidos, 343; y la ley de Boyle, 382; y la ley de Charles, 390
Teoría cuántica de la química, 305
Teorías, *57*
Terapia con OHB. *Véase* Cámaras de oxígeno hiperbárico (OHB)
Terbio, 293
Termofijos, **658**
Termoplásticos, **658**
Tetraclorometano, 640
Tetrafluoroetileno, 647-648
Textiles, polímeros en los, 649-651 *laboratorio*
Thiobacillus ferroxidans, 723
Thomson, J. J., 59-60, 228
Thomson, modelo atómico de, 61 *ilustración*, 228, 228 *ilustración*
Thornton, John, 12-13
Tierra, elementos en la corteza de la, 124 *ilustración*, 284, 666 *ilustración*; temperatura de la Tierra y el agua, 446
Tierras raras. *Véase* Lantánidos
Timina (T), 686, 687
Tintas, cromatografía de las, 22 *laboratorio*
Tiroxina, 641
Titanic, limpieza electrolítica de, 610
Titanio, 245 *ilustración*; color de vidrio y gemas y, 246, 247 *tabla*
Titulación, *539*-541; cómo realizar una, 540; determinación de la concentración, 541, 541-542 *laboratorio*, 544-545 *problema*; e indicadores, 540; y soluciones valoradas, 539

Titulación ácido-base, *539*-541; cómo realizar una, 540; concentración a partir de una, 541, 542 *problema*, 544-545 *laboratorio*; de un ácido con una base, 539; indicadores, 540; soluciones valoradas, 539
Tomografía de barrido por emisión de positrones (PET), 764 *ilustración*
Toricelli, Evangelista, 374
Torres de enfriamiento, 728
TPE. *Véase* Temperatura y presión estándar (TPE)
Trabajador en la producción farmacéutica, 635
Trabajador para procesar metal de desperdicio, 613
Trabajador químico industrial, 317
Trabajo, 40
Trabajo caliente del acero, 288-289
trans. *Véase* Configuración *trans*
***trans*-2-Buteno**, 631 *ilustración*
Transistores, 110-111
Transmutación, 745
Transpiración, 446 *ilustración*
Trasbordador espacial Orbiter, 201
Trasbordador espacial: regulación de la calidad del aire en, 201, 416 *problema*, propulsores sólidos para los cohetes, 566
Trazadores, radioisótopos, experimentos de Hershey y Chase con trazadores y ADN, 766; usos clínicos de los, 763, 764 *ilustración*; rastreo de contaminantes con los, 765
Tríada(s) de Dobereiner, 85-86
Tríada de los halógenos, 85 *tabla*, 85-86
Tríada del hierro, 290
Triclorometano, 640
Trifosfato de adenosina (ATP), 271, 691, 693 *ilustración*, 730
Triglicéridos, 681
Trióxido de dinitrógeno, 179 *ilustración*
Triples enlaces, *323*, 629 *ilustración*, 633
Tritio(T), 761
Tubo capilar, 443-444
Tubos de rayos catódicos, 59, 60; y el descubrimiento de los electrones, 59
Tungsteno, símbolo químico, 27 *tabla*; como filamento en los focos, 282; punto de fusión, 281, 282; origen de la palabra, 281

U

Úlceras gástricas, 536, 536 *ilustración*
Ultravioleta, ondas, 70
Unidad de masa atómica, 65
Unidad fórmula, *154*; representación de múltiples, 167; y masa fórmula, 408, 409 *problema*
Unidades de medidas, 786-787
Unidades de presión, 376-378; conversión entre, 377 *problema*, 377-378, 379 *problema*; equivalentes, 377 *tabla*
Unidades del SI, 4, 783-784; prefijos, 785, *tabla*; unidades base, 783; unidades derivadas, 783, *tabla*; y unidades del sistema inglés, 786; y unidades del sistema métrico, 784, 786
Unidades portátiles de ósmosis inversa, 468
Uniones *npn*, 110
Uniones *pnp*, 110
Uracilo (U), 686, 687
Uranio, 293; decaimiento alfa, 746 *ilustración*, 740-741; experimento de radiactividad de Becquerel, 741 *ilustración* 247 *tabla*
Uranio-238, *747*
Urea, 667

V

Vainilla, sabor a, 669
van Meegeren, Hans, 754
Vanadio, configuración electrónica, 245 *ilustración*; punto de fusión, 281
Vapor, 436
Variable dependiente, 812 *ilustración*
Variable independiente, 812 *ilustración*
Vehículos eléctricos, baterías para los, 599
Vehículos, bolsas de aire, 417; baterías. *Véase* Baterías para los automóviles; eléctricos, 599
Veinte mil leguas de viaje submarino, Julio Verne, 26
Vela, observación de la combustión de, 10-11 *laboratorio*
Velocidad de reacción, 216-218, 220-221; determinación de la, 217; e inhibidores, 221; factores que afectan la velocidad de, 216-218, 220-221 cronometraje de la reacción almidón-yodo, 218 *laboratorio*; y catalizadores, 216; y concentración, 220; y energía de activación, 218; y temperatura, 217
Velocidades de reacciones químicas. *Véase* Velocidades de reacción
Verne, Julio, 26
Vida media, 752; de isótopos comunes utilizados, 752 *tabla*; modelo, 748-749 *laboratorio*
Vida, moléculas de la. *Véase* Biomoléculas
Vidriado, 161
Vidrio de sodio y plomo, 344
Vidrio, soplado de vidrio de sodio y plomo para esculturas, 344; calor específico, 445 *tabla*; colores, 247, 292; lantánidos en el, 292; reciclado de, 58
Viento solar, 71
Vinagre, 485, 642 *ilustración*; 815 *tabla*; aderezo de aceite de oliva y vinagre y, 299 *laboratorio*; como ácido débil, 498, 499 *ilustración*; con el cascarón de los huevos, 483 *ilustración*; disolver en agua, 484; fórmula, 30 *tabla*; glacial, 529; grupo carboxilo en, 643 *ilustración*; origen de la palabra, 529; pH de, 503; producción de hidronio cuando se disuelve en agua, 484; producción de iones hidronio por, 484; reacción con bicarbonato de sodio, 39 *ilustración*, 190-191, 193, 418 *laboratorio*; reacción con el cascarón de los huevos, 483 *ilustración*; reacción de los huesos con el, 169 *laboratorio*; reacción con bases fuertes, 528-529; solución de amortiguador con acetato de sodio, 531-532, 532 *ilustración*; titulación de, 544-545 *laboratorio*; usos de, 30 *tabla*; *Véase también* Ácido acético
Viscoso, creación de un producto, 38 *laboratorio*
Visión nocturna, 632
Visión, y vitamina A, 632
Vitamina A, 632, 688
Vitamina C, 305, 499 *ilustración*, 576 *ilustración*, 688
Vitamina D, 688
Vitamina E, 576 *ilustración*
Vitaminas, *687*-688; coenzimas, 688; origen de la palabra, 688; solubles en agua contra liposolubles, 688
Vitaminas liposolubles, 688
Vitaminas solubles en agua, 688
Vitrales, 472 *ilustración*
Volcanes donde abunda el azufre, 563
Volta, Alessandro, 584, 586
Voltaje, 586
Voltímetros, 600
Volumen molar, *415*, 416 *problema*, 418 *laboratorio*
Volumen, medición, 785; relación entre volumen y masa de un gas, 373 *laboratorio*; y ley combinada de los gases, 392-393, 393-394 *problema*; y la ley de los volúmenes de gases combinados, 394-396; y ley del gas ideal, 418-419; y presión de los gases. *Véase* Ley de Boyle; y presión y temperatura de los gases. *Véase* Ley de Charles
Vulcanización, 656

W

Wöhler, Friedrich, 667

X

Xenón, 129, 130 *ilustración*, 279
Xenón, hexafluoruro de, 193, 415 *problema*
Xerografía, 275

Y

Yeso de París, 165, 166
Yodo, 84, 105, 276; como bactericida, 277; como elemento diatómico, 172; como elemento esencial, 126; compuestos iónicos formados por el, 133 *laboratorio*; importancia biológica, 276,276; propiedades, 85 *tabla*; reacción con almidón, 189 *ilustración*, 218 *laboratorio*; reactividad, 96 *laboratorio*; sublimación, 354 *ilustración*; tamaño, 172 *ilustración*; tríada de los halógenos, 85, 85 *tabla*
Yodo-131, 764 *ilustración*

Z

Zafiro, 246
Zinc, 291; aleación de cobre y zinc, 25 *laboratorio*; como elemento esencial, 126; configuración electrónica, 245; en celdas de carbono-zinc, 594; y reacciones de oxidación-reducción (redox), 555-558, 559
Zinc, óxido de, 555-558
Zinc, yoduro de, y electrólisis, 134-135 *laboratorio*
Zircón, 290
Zirconio, 290

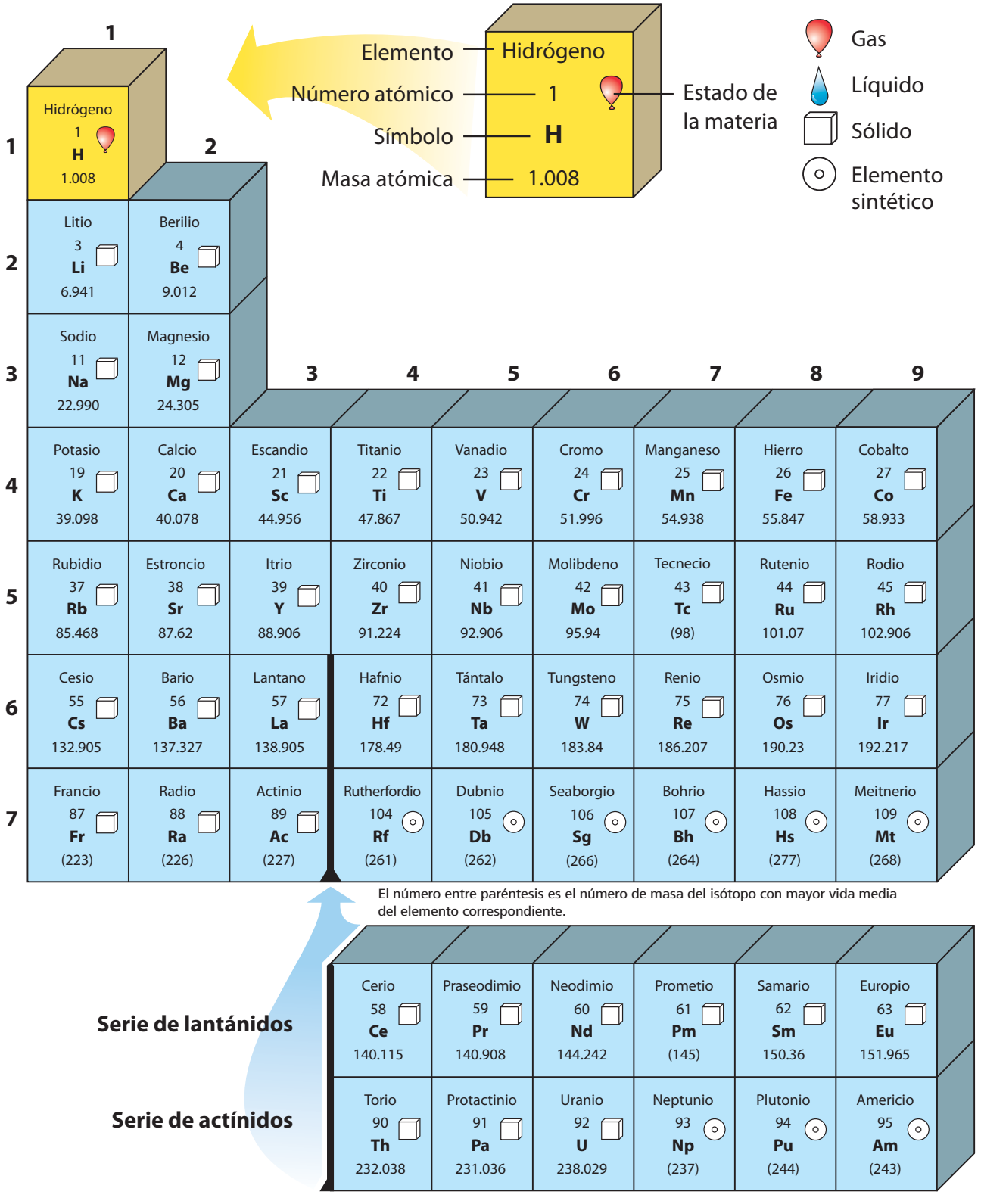
booksmedicos.org

Créditos de fotografías

Portada (ar izq) Steve Allen/Jupiterimages, (ar der) Scott Speakes/Corbis, (c izq) David Taylor/Science Photo Library, (c der) Victor Habbick Visions/Science Photo Library, (ab izq) Michael Melford/National Geographic Image Collection, (ab der) Shinichi Eguchi/Jupiterimages **2** Brand X Pictures/PunchStock **4** (izq) Phil Degginger/Alamy (der) VisionsofAmerica/Joe Sohm/Getty Images 5 Matt Meadows **6** (ar izq) Jack Sullivan/Alamy (ar der) Digital Vision/Getty Images (c izq) Danilo Calilung/Corbis (c der) Matt Meadows (ab) Chip Clark **8** (izq) David Scharf/Photo Researchers, Inc., (der) Hewlett-Packard Laboratories/Photo Researchers, Inc. **9** J Richards/Alamy **12 13** Mark Tuschman **14** Michael Keller/Corbis **15** Nikreates/Alamy **16** (ar) USDA, (c izq) Brand X Pictures/PunchStock, (c der) liquidlibrary/PictureQuest, (ab) XenGate/Alamy **17** Robert Farber/Corbis **20** Matt Meadows **21** The McGraw-Hill Companies Inc. **22** Matt Meadows **24** (izq) Digital Vision/Getty Images, (der) Steve Hamblin/Alamy **26** Edward Joshberger, U.S. Geological Survey **27** Steve Raymer/Corbis **28** (izq) John Cancalosi/Stock Boston, (c) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (der) Matt Meadows **29** Plantography/Alamy **32** Matt Meadows **33** Comstock/Corbis **34** Geoff Butler **35** Matt Meadows **36** (izq) Mark Steinmetz, (der) Matt Meadows **37** Editorial Image, LLC/Alamy **39** (ar, ab der) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (c izq) Richard Megna/Fundamental Photographs, (c der, ab) Matt Meadows **40** Charles D. Winters/Science Photo Library **41** (ar) Matt Meadows, (ab) Ariel Skelley/Corbis **42** Brian Elliott/Alamy **48** Equinox Graphics/Science Photo Library **50** (c izq) PhotoLink/Getty Images, (ar) Andre Jenny/Alamy, (c der) Digital Vision/PunchStock, (ab) Sean Daveys/Australian Picture Library/Corbis **51** Richard Megna/Fundamental Photographs, NYC, **52** (izq) The McGraw-Hill Companies, Inc. (der) Dirk Wiersma/Photo Researchers, Inc. **54** Matt Meadows **56** Popperfoto/Alamy **58** (izq) Arthur S. Aubry/Getty Images, (der) James L. Amos/Photo Researchers, Inc. **59** Skip Comer **67** Index Stock/Alamy **69** (ar) Dr. Parvinder Sethi, (ab) Willard Clay/Getty Images **71** Sean White/Design Pics/Corbis **74** Akira Kaede/Getty Images **82** Mike Kemp/Getty Images **84** (ar izq) Lowell Georgia/Corbis, (ar c) Visuals Unlimited/Corbis, (ar der) Penny Tweedie/Corbis, (ab izq) PhotoLink/Getty Images, (ab c) Bettmann/Corbis, (ab der) Phil Schermeister/Corbis **85** Andrew Lambert Photography/Science Photo Library **86** Tarjeta de la colección del profesor C.M. Lang, foto de Gary Shulfer, University of Wisconsin, Stevens Point **87** Tetra Images/Alamy **89** The McGraw-Hill Companies, Inc. **92 93** Comstock Images/Jupiterimages **94** Wim Wiskerke/Alamy **95** Basso Cannarsa/AFP/Getty Images **99** Matt Meadows **100** AP Photo/Michael Probst **101** (izq) David S. Holloway/Getty Images, (der) Laurie Chamberlain/Corbis **102** Kevin Schafer/Alamy **103** Andrew Brookes/Corbis **104** (ar) Uripos/eStock Photo, (c) Jan Suttle/Alamy, (ab izq) Image Source/Corbis, (ab der) Martyn Chillmaid/Oxford Scientific **105** (ar) Ed Wheeler, (ar izq) Robert Nickelsberg/Getty Images, (ar der) Hugh Turvey/Photo Researchers, Inc., (ab izq) courtesy Texas Instruments Inc., (ab der) Kari Marttila/Alamy **106** NASA/Science Source **107** Gabe Palmer/Corbis **108** (izq) Comstock Images/Jupiterimages, (der) Kirk Yeager/Photographer's Direct **110** Jon-Erik Lido/Photographer's Direct **111** (izq) Dinodia Photo Library/Brand X/Corbis, (der) Dynamic Graphics/Jupiterimages **116** Peter Barritt/Alamy **118** (izq) Enzo Signorelli/CuboImages srl/Alamy, (der) Luca Trovato/Getty Images **119** (ar izq) Rita Maas/The Image Bank/Getty Images, (ar der) Don Tonge/Alamy, (ab) Matt Meadows **120** Tom Grill/Corbis Premium RF/Alamy **121** (ar) Lester V. Bergman/Corbis, (c) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (ab) Andrew Lambert Photography/Photo Researchers, Inc. **122** (izq) Richard Megna, Fundamental Photographs, NYC, (der) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **123** (ar) Cordelia Molloy/Photo Researchers, Inc., (ab) Tetra Images/Alamy **125** (ar) Image Plan/Corbis, (ab) Peter Scoones/Photo Researchers, Inc., **127** Charles D. Winters **128** Masterfile **129** (izq) Digital Vision/Getty Images, (der) The McGraw-Hill Companies **132** Manfred Kage/Peter Arnold, Inc. **133** medi-acolor's/Alamy **135** Matt Meadows **136** (ar) Brand X Pictures/PunchStock, (ab) Lawrence Manning/Corbis **136** Rachel Epstein/PhotoEdit **138** Matt Meadows **140** (ar) NASA/Peter Arnold, Inc., (ab) Bettmann/Corbis **141** (izq) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (der) Wally Eberhart/Visuals Unlimited **142** Fundamental Photographs, NYC **143** (ar izq) Steven Mark Needham/FoodPix/Jupiterimages, (ar der) Jeffrey Coolidge/Digital Vision/Getty Images, (ab izq) Paul Katz/Photodisc/Getty Images, (ab der) David R. Frazier/Photo Researchers, Inc. **144** Alison Wright/Corbis **150** Digital Vision/Getty Images **153** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **154** The McGraw-Hill Companies, Inc. **155** Lofman/Pix Inc./Time Life Pictures/Getty Images **158** Martyn F. Chillmaid/Photo Researchers, Inc. **160** (ar) Andrew Lambert Photography/Photo Researchers, Inc., (ab izq) Matt Meadows, (ab der) Jonathan A. Meyers/Photo Researchers, Inc. **161** (ar) Rèunion des Musèes Nationaux/Art Resource, NY, (ab) Chinese School/The Bridgeman Art Library/Getty Images **163** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **164 165** Matt Meadows **166** (ar) Pixtal/SuperStock, (ab) Spencer Grant/PhotoEdit **167** Peter Maslej **168** Aaron Haupt **171** Matt Meadows **172** (izq) Richard Feldmann/Phototake Inc./Alamy, (der) DLILLC/Corbis **173** Tim Courlas **174** (izq) Ragnar Schmuck/Getty Images, (der) Andrew Holbrooke/Corbis **175** (izq) Gerhard Gscheidle/Peter Arnold Inc., (der) Peter Maslej **176** Fridmar Damm/zefa/Corbis **177** Robert Essel NYC/Corbis **178** E. R. Degginger/Photo Researchers, Inc. **181** (izq) John Kaprielian/Photo Researchers, Inc., (der) Lon C. Diehl/PhotoEdit **186** Lionel, Tim & Alistair/Science Photo Library **188** Deco Images/Alamy **189** (ar izq) Matt Meadows, (ar der) The McGraw-Hill Companies, Inc., (c) Tim O'Hara/Corbis, (ab izq) Patti McConville/Getty Images, (ab der) Kayte M. Deioma/PhotoEdit **190** (izq) Design Pics/PunchStock, (der) Tony Freeman/PhotoEdit 191 Charles D. Winters/Photo Researchers **192** Masterfile **193** Matt Meadows **194** SuperStock **195** Matt Meadows **196** Richard Megna, Fundamental Photographs, NYC, 1994 **197** Brand X Pictures/PunchStock **200** (izq) Brand X Pictures/PunchStock, (der) Jeremy Woodhouse/Getty Images **201** NASA/Roger Ressmeyer/Corbis **202** (ar) The McGraw-Hill Companies, Inc., (ab) Image Source/Corbis **203 205** Matt Meadows **206** (ar) Matt Meadows, (ab) VisionsofAmerica/Joe Sohm/Getty Images **208** David McNew/Getty Images **209** Steve Mason/Getty Images **210 211** Ted Corwin **212** Matt Meadows **213** (ar) Gregg Otto/Visuals Unlimited, (ab) Matt Meadows **214** (ar) Robert W. Kelley/Time Life Pictures/Getty Images, (ab) Terry Brandt/Grant Heilman Photography **215** James Shaffer/PhotoEdit **216** (ar) Motoring Picture Library/Alamy, (ab) Comstock Images/Jupiterimages, (inserto ar) Pixtal/SuperStock, (inserto ab) The Car Photo Library **217** (ar) Tina Manley/Business/Alamy, (ab) Phil Schermeister/Corbis **218** Aaron Haupt **219** Joe Raedle/Getty Images **220** Matt Meadows **221** The McGraw-Hill Companies **226** Ferrell McCollough/SuperStock **230** Wheeler Collection/AIP/Photo Researchers, Inc., **236** cortesía de IBM Corporation, Research Division, Almaden Research Center **237** (ar) IBM Research/Peter Arnold, Inc., (ab) IBM Research **245** (izq) Erich Schrempp/Photo Researcher, (der) Barry Mason/Alamy **246** Siede Preis/Getty Images **247** Peter Yates/Corbis **248** Asia Alan King/Alamy **254** Ben Plewes Conceptual Photography/Alamy **262** (ar) Yoav Levy/PhotoTake NYC, (c) Chip Clark, (ab) Stephen Frisch/Stock Boston **263** (ar) Tony Freeman/PhotoEdit, (c) Fritz Goro/Time Life Pictures/Getty Images, (ab) Dominic Burke/Alamy **264** Matt Meadows **265** (ar) JG Photography/Alamy, (c) The McGraw-Hill Companies, Inc., (ab) Getty Images **266** Matt Meadows **268** Corbis **269** (ar) Comstock/PunchStock, (ab) Custom Medical Stock Photo **270** C.M.Dixon/Ancient Art & Architecture Collection Ltd **271** Digital Art/Corbis **272** (ar) Thomas Hovland/Alamy, (c izq) Holt Studios International Ltd/Alamy, (c der) Tim Courlas, (ab) Stockbyte/Getty Images **273** (izq) Redfx/Alamy, (der) Danilo Calilung/Corbis **274** Farrell Grehan/Photo Researchers, Inc. **275** (ar izq) Colin Young-Wolff/PhotoEdit, (ar der) Tom Pantages/Phototake, (ab izq) Roncen Patrick/Corbis KIPA, (ab der) John Maher **277** (ar) Brand X Pictures/Punchstock, (c izq) Michael Newman/PhotoEdit, (c der) Mark Karrass/Corbis, (ab) Colin Hugill/Alamy **278** Adrianna Williams/zefa/Corbis **279** Jodi Jones/ZUMA/Corbis **280** Brendan Smialowski/Getty Images **281** (izq) Leslie Garland Picture Library/Alamy, (der) AAA Photostock/Alamy **282** (ar) Jupiterimages/Brand X/Alamy, (ab) David Wasserman/Brand X Pictures/Jupiterimages **283** Imagemore Co., Ltd./Getty Images **284** (ar) SPL/Photo Researchers, Inc., (c) Digital Vision/PunchStock, (ab) FogStock/Index Stock **285** (ar) Paul Johnson/Index Stock Imagery, (c) Lawrence Lawry/Getty Images, (ab) Mediacolor's/Alamy **286** The Robert Elgood Collection, London **287** (ar izq) Edward Rozzo/Corbis, (ar der) Hugh Threlfall/Alamy, (ab) Photodisc/Getty Images **288** (ar) Comstock Images/Alamy, (ab) Image Source/PunchStock **289** (ar) Scenics of America/PhotoLink/Getty Images, (ab) Design Pics Inc./Alamy **291** (ar) Matt Meadows, (ab) David Muir/Masterfile **292** PhotoLink/Getty Images **293** S. Wanke/PhotoLink/Getty Images **298** INSADCO Photography/Alamy **305** Kenneth Eward/Photo Researchers, Inc. **306** Creatas/SuperStock **308** Peter Maslej **311** Jupiterimages/Comstock Images/Alamy **313–315** Matt Meadows **316 317** Richard Hutchings/Digital Light Source **319–321** Matt Meadows **322** (izq) Peter Maslej, (der) Matt Meadows **323** Matt Meadows **324** (ar) Matt Meadows, (ab izq) Peter Maslej, (ab der) Sinclair Stammers/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **325** Dr. Jurgen Scriba/Photo Researchers, Inc. **326 327** Matt Meadows **328** (izq) G Brad Lewis/Getty Images, (der) Comstock/PunchStock **329** Kristen Brochmann/Fundamental Photographs **331** Peter Maslej **336** Jeremy Woodhouse/Digital Vision/Getty Images **338** (izq) Dr. Parvinder Sethi, (der) TEK Image/Science Photo Library **339** (ar) Kerstin Hamburg/zefa/Corbis, (ab) Matt Meadows **341 342** Matt Meadows **343** Doug Martin **344** (ar) Peter Yates/Corbis, (ab) age fotostock/SuperStock **348** (izq) David Young-Wolff/PhotoEdit, (der) Charles Smith/Corbis **351** (ar) Hugh Threlfall/Alamy, (ab) Eitan Abramovich/Stringer/Getty Images **353** Daniel Dempster Photography/Alamy **354** (der) The McGraw-Hill Companies, Inc. **358** Matt Meadows **359** (izq) Jupiterimages/Brand X/Alamy, (der) Ken Lucas/Visuals Unlimited **360** Matt Meadows **362** Jody Dole/The Image Bank/Getty Images **363** bobo/Alamy **368** Imagestate Pictor/Imagestate **371 373** Matt Meadows **375** David R. Frazier Photolibrary **376** Scott Gibson/Corbis **378** David Papazian/Beateworks/Corbis **382** (ar) Staffan Widstrand/Corbis, (ab) Matt Meadows **383** Staffan Widstrand/Corbis **388** Jason Cohn/Corbis **389** Matt Meadows **392** Open Door/Alamy **395** Bruce Dale/Contributor/Getty Images **402** Janusz Wrobel/Alamy **404–407** Matt Meadows **411** (ar) Ariadne Van Zandbergen/Alamy, (ab) Heini Schneebeli/The Bridgeman Art Library **412** Matt Meadows **417** Don Johnston/Getty Images **418** BananaStock/PunchStock **420** Randy Faris/Corbis **422 427** Matt Meadows **428** Ashley Cooper/Alamy **434** Brand X Pictures/PunchStock **437** LWA-Dann Tardif/Corbis **439** (ar c) The McGraw-Hill Companies (ab) Brand X Pictures/Punchstock **441** (ar) Jim Zuckerman/Alamy, (c izq) Organics Image Library/Alamy, (c) Matt Meadows, (c der) Susan Rayfield/Photo Researchers, Inc., (ab) Brand X Pictures/Punchstock **442** Pier Munstermanu/Foto Nature/Minden Pictures **443** (ar) Geoff Butler, (ab) Richard Megna, Fundamental Photographs, NYC 444 Richard Megna/Fundamental Photographs **445** Roberto Soncin Gerometta/Alamy **446** (ar) Ableimages/David Harrigan/Getty Images, (ab) Neal Preston/Corbis **448 449** Daniel Schaefer **450** Matt Meadows **453** (ab) Fundamental Photographs, NYC, (ar) Richard Megna/Fundamental Photographs **454** Matt Meadows **455** The McGraw-Hill Companies **457** Matt Meadows **458** Mark Steinmetz/Amanita Pitures **459** Bob Pardue/Alamy **460** Jeff Brass/Getty Images **461** Matt Meadows **464** AFP/Getty Images **465** (ar) Kelly-Mooney Photography/Corbis, (ab) Matt Meadows **466** Kim Fennema/Visuals Unlimited **469** (ar) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (ab izq) image100/PunchStock, (ab der) Bob Sacha/Corbis **470** (ar) Robert Brook/Photo Researchers, Inc., (c) Goodshoot/PunchStock, (ab) Masterfile **471** (ar) Dana Hoff/Beateworks/Corbis, (c) Craft Alan King/Alamy, (ab) Steve Lupton/Corbis **472** Brand X Pictures/PunchStock **473** Kip and Pat Peticolas/Fundamental Photographs **478** Patrick Lynch/Photographer's Direct **480** Gregg Otto/Visuals Unlimited **481** Andrew Lambert Photography/Photo Researchers, Inc. **482** Matt Meadows **483** (izq) Matt Meadows, (der) Adam Hart-Davis/Science Photo Library **485** (ar) Alex L. Fradkin/Getty Images, (ab) IMS Communications Ltd/Capstone Design. Derechos reservados. **486** Digital Vision/PunchStock **487** liquidlibrary/Jupiterimages **488 489** Matt Meadows **490 491** Mark Tuschman **492** Matt Meadows **493** Andrew Lambert Photography/Science Photo Library **494** (ar) Ed Pritchard/Stone/Getty Images, (ab) Terry Smith Images' Arkansas Picture Library/Alamy **495** (ar) Dr. Parvinder Sethi, (ab) Alex L. Fradkin/Getty Images **496** Matt Meadows **497** (izq) Tom Pantages, (der) Michael Nicholson/Corbis **500** Matt Meadows

502 (izq) Matt Meadows, (der) Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **505** The McGraw-Hill Companies **507** Matt Meadows **508** (izq) Stockbyte/PunchStock, (der) Georgette Douwma/Science Photo Library **514** Bob Krist/Corbis **516 518** Matt Meadows **520** Tim O'Hara/Corbis **522** Matt Meadows **525** Christophe Boisvieux/Corbis **526** Matt Meadows **527** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **528 530** Matt Meadows **531** Sisse Brimberg/Getty Images **532** Matt Meadows **535** (ar) Panoramic Images/Getty Images, (ab) Matt Meadows **536** David M. Martin/Science Photo Library **537** Richard T. Nowitz/Phototake **538** Mark Steinmetz **539 541 543 544** Matt Meadows **546** Photo Agency Eye/Amana Images/Getty Images **552** Image Ideas/PictureQuest **554** Roger Ressmeyer/Corbis **555** Mark Burnett/Photo Researchers, Inc. **558** (izq) Gary W. Carter/Corbis, (der) Photofusion Picture Library/Alamy **559–561** Matt Meadows **563** Photo Researchers, Inc. **564** Gernsheim Collection, Harry Ransom Humanities Research Center, University of TX, Austin **565** (desde arriba en dirección de las manecillas del reloj) Mark Steinmetz, (2 3 4) Geoff Butler **566** NASA Images/Alamy **567** Patrick Pleul/dpa/Corbis **568** Phototake Inc./Alamy **569** Digital Vision/Alamy **570** PhotoLink/Getty Images **571** Brand X Pictures/Jupiterimages **572** Tim Courlas **573** (ar) Warren Faidley/Corbis, (ab) FogStock/Alamy **574** Mikael Karlsson/Alamy **575** (ar) Angelina Lax/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc., (ab) Dante Fenolio/Photo Researchers, Inc. **576** Matt Meadows **582** Comstock Images/PunchStock **584** The Print Collector/Alamy **589 590** Matt Meadows **591** Jim Wehtje/Photodisc/Getty Images **594** StudiOhio **595** Tom Pantages **596** Stockbyte Platinum/Alamy **597** Judith Collins/Alamy **603** Tetra Images/Alamy **604** James L. Amos/Corbis **605** (ar) Bettmann/Corbis, (ab izq) Jeff Greenberg/PhotoEdit, (ab der) M.E. Warren/Photo Researchers, Inc. **606** (ar) Visions of America/Joe Sohm/Getty Images, (ab) Erik De Castro/Reuters/Corbis **607** (ar) Science VU/AMAX/Visuals Unlimited, (ab) Tom Hollyman/Photo Researchers, Inc. **608** (izq) Charles E. Rotkin/Corbis, (der) Mark Steinmetz **609** (izq) Jupiterimages, (der) Purestock **610** Ralph White/Corbis **611** Dr. Jeremy Burgess/Photo Researchers, Inc. **612 613** Courtesy of Harvey Morser **614** Car Culture/Corbis **620** Masterfile Corporation **622** Blend Images/SuperStock **624** JG Photography/Alamy **627** (izq) Matt Meadows, (der) Janet Horton Photography **630** Frank Tschakert/Alamy **633** Tim Street-Porter/Beateworks/Corbis **634 635** Mark Tuschman **637** (izq) John Nakata/Corbis, (der) Clark Dunbar/Corbis **639** (izq) Photograph by H.E. Malde, USGS Photo Library, Denver, CO, (der) Bryan & Cherry Alexander Photography/Alamy **641** (izq) Stockbyte/Digital Vision/PunchStock, (der) SVS/TOMS/NASA **642** (ar) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (ab) Jupiterimages/Creatas/Alamy **643** (ar) Andreas Rentz/Getty Images, (c) John A. Rizzo/Getty Images, (ab) CC Studio/Photo Researchers, Inc. **644** (ar) Clayton Sharrard/PhotoEdit, (ab) Berit Myrekrok/Digital Vision/Getty Images **646** D. Falconer/PhotoLink/Getty Images **647** Darren Greenwood/Design Pics/Corbis **648** (ar izq) Brand X Pictures/PunchStock, (ar der) Phil Degginger/Alamy, (c) Lawrence Manning/Corbis, (ab izq) AP Photo/Al Behrman, (ab der) AP Photo/Amy E. Powers **650** Matt Meadows **652** (izq) Scott Camazine/Alamy, (der) American Fiber Manufacturers Association **653** (izq) Purestock/Getty Images, (der) DEA/G. Losito/Getty Images **654** (der) Eddie Gerald/Alamy **655** Lon C. Diehl/PhotoEdit **658** David R. Frazier Photolibrary, Inc./Alamy **659** (izq) JGI/Blend Images/Corbis, (der) Medical-on-Line/Alamy 664 Gerry Ellis/Getty Images **666** (izq) Corbis, (der) David Young-Wolff/PhotoEdit **667** (izq) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc., (c) Jupiterimages/Brand X/Alamy, (der) Digital Art/Corbis **668** (ar izq) Eric Chen/Alamy, (ar der) Jeff Vanuga/Corbis, (ab izq) Lauren Shear/Photo Researchers, Inc., (ab der) Dr. David M. Phillips/Visuals Unlimited **671** (izq) Michael Lamotte/Cole Group/Getty Images, (der) Dr. Parvinder Sethi **673** (ar izq) Photodisc/Alamy, (ar der) Evans Caglage/Dallas Morning News/Corbis, (ab) IT Stock Free/Alamy **674** Mark Steinmetz **675** Matt Meadows **676 677** Photography by Otis Hairston, Jr. **679** (ar izq) FoodCollection/IndexStock, (ar der) FoodCollection/Alamy, (ab) Brand X Pictures/Alamy **681** (izq) William Nicklin/Alamy **681** (der) Jupiterimages/Creatas/Alamy **682** (ar) Jupiterimages/Brand X/Alamy, (ab) D. Hurst/Alamy **683** Phototake Inc./Alamy **684** Eric Nathan/Alamy **688** Louise Murray/Alamy **690** Ezra Shaw/Getty Images **691** sumos/Alamy **692** David R. Frazier Photolibrary, Inc./Alamy **702** Digital Vision/PunchStock 706 Phil Degginger/Alamy **709** Matt Meadows **710** (ar) Matt Meadows, (ab) Dennis Frates/Alamy **712** Matt Meadows **713** Martyn F. Chillmaid/Science Photo Library **717** Tetra Images/Alamy **719** David Young-Wolff/PhotoEdit **723** Dr. Dennis Kunkel/Visuals Unlimited **724** U.S. Department of Energy/Photo Researchers, Inc. **725** (izq) Robert Francis/Robert Harding World Imagery/Corbis, (der) Creatas/PunchStock **726** Arctic-Images/Corbis **727** (izq) Larry Lee Photography/Corbis Premium RF/Alamy, (der) Jerry Arcieri/Corbis **728** Travel Ink/Getty Images **732** NASA **733** Scientifica/Visuals Unlimited **738** Brand X Pictures/PunchStock **740** Klaus Guldgrandsen/Science Photo Library **741** C. Powell, P. Fowler & D. Perkins/Photo Researchers, Inc. **742** (izq) alwaysstock, LLC/Alamy, (der) Lee C. Coombs/Phototake **744** D. Hurst/Alamy **748** Geoff Butler **750** (ar) Copper Age/The Bridgeman Art Library/Getty Images, (ab) The Natural History Museum/Alamy **751** (izq) James King-Holmes/Photo Researchers, Inc., (der) Richard A. Cooke/Corbis **753** (ar izq) Gyula Konrad/AFP/Getty Images, (ar der) Ira Block/Getty Images, (ab izq) Photograph by Zeresenay Alemseged, ©2006 Authority for Research and Conservation of Cultural Heritage ARCCH, (ab der) Georgette Douwma/Photo Researchers, Inc. **754** Museum Boijmans-van Beuningen, Rotterdam 756 vario images GmbH & Co.KG/Alamy **757** Corbis **760** (ar) Yann Arthus-Bertrand/Corbis, (ab izq) Bettmann/Corbis, (ab der) Chuck Nacke/Time Life Pictures/Getty Images **762** EFDA-JET/Photo Researchers, Inc. **763** Vince Michaels/Stone/Getty Images **764** (ar) Centre Jean Perrin/Photo Researchers, Inc., (c) Peter Berndt,M.D.,P.A./Custom Medical Stock Photo, (ab) Luca Medical/Alamy **767** (ar) Peticolas/Megna/Fundamental Photographs, (ab izq) Ed Young/Corbis, (ab der) 2004, Bristol-Myers Squibb Medical Imaging, Inc. Derechos reservados. **769** Mediscan **770** (izq) Wernher Krutein/Corbis, (der) Brand X Pictures/Jupiterimages **771** Steve Cole/Getty Images **772** (ar) Kristopher Grunert/VEER, (ab) Frederic Pitchal/Sygma/Corbis **773** publicado con autorización de ITER **778** Tom Grill/Corbis **780** The McGraw-Hill Companies **781 782** Tim Fuller **786 787** The McGraw-Hill Companies **788** (ar) Matt Meadows, (c ab) The McGraw-Hill Companies **800** Doug Martin **805** Matt Meadows

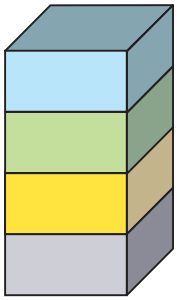
TABLA PERIÓDICA MODERNA



	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Hidrógeno 1 **H** 1.008								
2	Litio 3 **Li** 6.941	Berilio 4 **Be** 9.012							
3	Sodio 11 **Na** 22.990	Magnesio 12 **Mg** 24.305							
4	Potasio 19 **K** 39.098	Calcio 20 **Ca** 40.078	Escandio 21 **Sc** 44.956	Titanio 22 **Ti** 47.867	Vanadio 23 **V** 50.942	Cromo 24 **Cr** 51.996	Manganeso 25 **Mn** 54.938	Hierro 26 **Fe** 55.847	Cobalto 27 **Co** 58.933
5	Rubidio 37 **Rb** 85.468	Estroncio 38 **Sr** 87.62	Itrio 39 **Y** 88.906	Zirconio 40 **Zr** 91.224	Niobio 41 **Nb** 92.906	Molibdeno 42 **Mo** 95.94	Tecnecio 43 **Tc** (98)	Rutenio 44 **Ru** 101.07	Rodio 45 **Rh** 102.906
6	Cesio 55 **Cs** 132.905	Bario 56 **Ba** 137.327	Lantano 57 **La** 138.905	Hafnio 72 **Hf** 178.49	Tántalo 73 **Ta** 180.948	Tungsteno 74 **W** 183.84	Renio 75 **Re** 186.207	Osmio 76 **Os** 190.23	Iridio 77 **Ir** 192.217
7	Francio 87 **Fr** (223)	Radio 88 **Ra** (226)	Actinio 89 **Ac** (227)	Rutherfordio 104 **Rf** (261)	Dubnio 105 **Db** (262)	Seaborgio 106 **Sg** (266)	Bohrio 107 **Bh** (264)	Hassio 108 **Hs** (277)	Meitnerio 109 **Mt** (268)

El número entre paréntesis es el número de masa del isótopo con mayor vida media del elemento correspondiente.

Cerio 58 **Ce** 140.115	Praseodimio 59 **Pr** 140.908	Neodimio 60 **Nd** 144.242	Prometio 61 **Pm** (145)	Samario 62 **Sm** 150.36	Europio 63 **Eu** 151.965
Torio 90 **Th** 232.038	Protactinio 91 **Pa** 231.036	Uranio 92 **U** 238.029	Neptunio 93 **Np** (237)	Plutonio 94 **Pu** (244)	Americio 95 **Am** (243)



Metal

Metaloide

No metal

Descubierto recientemente

10	11	12	13	14	15	16	17	18
								Helio 2 **He** 4.003
			Boro 5 **B** 10.811	Carbono 6 **C** 12.011	Nitrógeno 7 **N** 14.007	Oxígeno 8 **O** 15.999	Flúor 9 **F** 18.998	Neón 10 **Ne** 20.180
			Aluminio 13 **Al** 26.982	Silicio 14 **Si** 28.086	Fósforo 15 **P** 30.974	Azufre 16 **S** 32.066	Cloro 17 **Cl** 35.453	Argón 18 **Ar** 39.948
Níquel 28 **Ni** 58.693	Cobre 29 **Cu** 63.546	Zinc 30 **Zn** 65.39	Galio 31 **Ga** 69.723	Germanio 32 **Ge** 72.61	Arsénico 33 **As** 74.922	Selenio 34 **Se** 78.96	Bromo 35 **Br** 79.904	Kryptón 36 **Kr** 83.80
Paladio 46 **Pd** 106.42	Plata 47 **Ag** 107.868	Cadmio 48 **Cd** 112.411	Indio 49 **In** 114.82	Estaño 50 **Sn** 118.710	Antimonio 51 **Sb** 121.757	Telurio 52 **Te** 127.60	Yodo 53 **I** 126.904	Xenón 54 **Xe** 131.290
Platino 78 **Pt** 195.08	Oro 79 **Au** 196.967	Mercurio 80 **Hg** 200.59	Talio 81 **Tl** 204.383	Plomo 82 **Pb** 207.2	Bismuto 83 **Bi** 208.980	Polonio 84 **Po** 208.982	Astatino 85 **At** 209.987	Radón 86 **Rn** 222.018
Darmstadtio 110 **Ds** (281)	Roentgenio 111 **Rg** (272)	Ununbio * 112 **Uub** (285)	Ununtrio * 113 **Uut** (284)	Ununquadio * 114 **Uuq** (289)	Ununpentio * 115 **Uup** (288)	Ununhexio * 116 **Uuh** (291)		Ununoctio * 118 **Uuo** (294)

* Los nombres no han sido asignados oficialmente. El descubrimiento de los elementos 113, 114 y 115 fue reportado recientemente. No se cuenta con más información.

Gadolinio 64 **Gd** 157.25	Terbio 65 **Tb** 158.925	Disprosio 66 **Dy** 162.50	Holmio 67 **Ho** 164.930	Erbio 68 **Er** 167.259	Tulio 69 **Tm** 168.934	Iterbio 70 **Yb** 173.04	Lutecio 71 **Lu** 174.967
Curio 96 **Cm** (247)	Berkelio 97 **Bk** (247)	Californio 98 **Cf** (251)	Einstenio 99 **Es** (252)	Fermio 100 **Fm** (257)	Mendelevio 101 **Md** (258)	Nobelio 102 **No** (259)	Lawrencio 103 **Lr** (262)

Símbolos de seguridad

Estos símbolos de seguridad se usan en el laboratorio y la investigación de este libro para indicar posibles accidentes. Aprende el significado de cada símbolo y revisa esta página con frecuencia. *Recuerda lavarte las manos perfectamente bien después de terminar los procedimientos del laboratorio.*

SÍMBOLOS DE SEGURIDAD	PELIGRO	EJEMPLOS	PRECAUCIÓN	REMEDIO
DESECHAR CON PRECAUCIÓN	Se debe seguir un procedimiento especial para desechar los materiales.	algunos productos químicos y organismos vivos	No deseches estos materiales en el drenaje o en el cesto de basura.	Desecha los residuos como lo indique tu profesor.
PELIGRO BIOLÓGICO	Organismos o material biológico que puede causar daño a los humanos.	bacterias, hongos, sangre, tejidos no conservados, materiales vegetales	Evita el contacto de estos materiales con tu piel. Utiliza una mascarilla y guantes.	Notifica a tu profesor cuando sospeches que entraste en contacto con material biológico. Lávate las manos minuciosamente.
RIESGO DE QUEMADURAS	Objetos que pueden quemar la piel por estar muy fríos o muy calientes.	líquidos en ebullición, parrillas de calentamiento, hielo seco, nitrógeno líquido	Utiliza la protección indicada cuando trabajes con estos objetos.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN OBJETOS PUNZOCORTANTES	Uso de herramientas o material de vidrio que fácilmente pueden perforar o cortar la piel.	cuchillas, alfileres, escalpelos, herramientas con punta, agujas de disección, vidrio roto	Utiliza tu sentido común cuando trabajes con objetos punzocortantes y sigue las indicaciones pertinentes cuando utilices estas herramientas.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN, VAPORES PELIGROSOS	Posible daño al tracto respiratorio por exposición directa a los vapores.	amoniaco, acetona, quitaesmalte, azufre caliente, pastillas contra las polillas	Asegúrate de que haya una buena ventilación. Nunca aspires los vapores directamente. Utiliza una mascarilla.	Aléjate del área y avisa a tu profesor inmediatamente.
PRECAUCIÓN, ELECTRICIDAD	Posible daño por descarga eléctrica o quemadura.	conexiones mal hechas, derrame de líquidos, cortocircuitos, cables expuestos	Revisa dos veces la conexión al equipo con tu profesor. Revisa las condiciones de los cables y los aparatos.	No intentes arreglar los problemas eléctricos. Avisa a tu profesor inmediatamente.
SUSTANCIAS IRRITANTES	Sustancias que pueden irritar la piel o las membranas mucosas del tracto respiratorio.	polen, pastillas contra las polillas, lima de acero, fibra de vidrio, permanganato de potasio	Utiliza una mascarilla para polvo y guantes. Toma precauciones adicionales cuando trabajes con estos materiales.	Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRODUCTOS QUÍMICOS PELIGROSOS	Productos químicos que pueden reaccionar y destruir tejido y otros materiales.	blanqueadores como el peróxido de hidrógeno; ácidos como el ácido sulfúrico y el ácido clorhídrico; bases como el amoniaco y el hidróxido de sodio	Utiliza lentes de protección, guantes y una bata.	Enjuaga inmediatamente el área con agua y avisa a tu profesor.
PRECAUCIÓN, VENENO	Sustancias que resultan venenosas cuando se tocan, se inhalan o se ingieren.	mercurio, muchos compuestos metálicos, yodo, algunas partes de la flor de nochebuena	Sigue las instrucciones que te indique tu profesor.	Lava tus manos perfectamente bien después de utilizar estas sustancias. Pide a tu profesor ayuda de primeros auxilios.
PRECAUCIÓN, SUSTANCIA INFLAMABLE	Productos químicos inflamables que pueden encenderse debido a la presencia de fuego, chispas o calor.	alcohol, queroseno, permanganato de potasio	Cuando trabajes con sustancias químicas inflamables, evita utilizar mecheros y fuentes de calor.	Avisa a tu profesor inmediatamente. Si es posible, usa equipo de seguridad contra fuego.
PELIGRO DE INCENDIO	Mecheros en uso, pueden ocasionar incendios.	cabello, ropa, papel, materiales sintéticos	Amarra tu cabello y la ropa holgada. Sigue las instrucciones que te indique tu profesor sobre los incendios y extintores.	Avisa a tu profesor de inmediato. Si es posible, usa equipo de seguridad contra fuego.

Uso de lentes de seguridad
Utiliza una protección adecuada cada vez que observes o realices cualquier actividad científica.

Uso de ropa de protección
Este símbolo aparece cuando las sustancias que se usan pueden manchar o quemar la ropa.

Precaución animales
Este símbolo aparece cuando debe asegurarse la protección de los animales y de los estudiantes.

Radiactividad
Este símbolo aparece cuando se usan los materiales radiactivos.

Lavado de manos
Después de las actividades, lávate las manos con jabón y agua antes de quitarte los guantes.

Química, conceptos y aplicaciones presenta los temas fundamentales de esta ciencia a partir de un enfoque cotidiano para los estudiantes. Además de incluir los últimos avances científicos y tecnológicos de esta disciplina, se analizan sus implicaciones en los contextos social, económico y ambiental, todo esto con el fin de que el alumno adquiera bases sólidas para la comprensión de esta materia y desarrolle una conciencia crítica y responsable.

Tabla de contenido

Capítulo 1 Química: la ciencia de la materia
Capítulo 2 La materia está hecha de átomos
Capítulo 3 Introducción a la tabla periódica
Capítulo 4 Formación de compuestos
Capítulo 5 Tipos de compuestos
Capítulo 6 Reacciones y ecuaciones químicas
Capítulo 7 Completando el modelo del átomo
Capítulo 8 Propiedades periódicas de los elementos
Capítulo 9 El enlace químico
Capítulo 10 La teoría cinética de la materia
Capítulo 11 Comportamiento de los gases
Capítulo 12 Cantidades químicas
Capítulo 13 El agua y sus soluciones
Capítulo 14 Ácidos, bases y pH
Capítulo 15 Reacciones de ácidos y bases
Capítulo 16 Reacciones de oxidación-reducción
Capítulo 17 Electroquímica
Capítulo 18 Química orgánica
Capítulo 19 La química de la vida
Capítulo 20 Reacciones químicas y energía
Capítulo 21 Química nuclear
Recursos para el estudiante

Mc Graw Hill Educación

978-607-15-0719-8

EAN 9 786071 507198 00000

The McGraw-Hill Companies

Visite nuestra página WEB
www.mcgraw-hill-educacion.com